

ÓXIDOS, OXOÁCIDOS, etc..

Licenciada Química: Aranibar
Bioquímica: Arza

Los **ELEMENTOS** pueden clasificarse en:

Metales

No Metales

Ambos pueden reaccionar con oxígeno y dan compuestos llamados **óxidos**

+ O₂

Los Metales dan **óxidos básicos** (la mayoría compuestos iónicos)

+ O₂

Los NO Metales dan **óxidos ácidos** (compuestos covalentes)

Cualquier óxido puede reaccionar con agua y dar:

+ H₂O

HIDRÓXIDOS

+ H₂O

ÁCIDOS o también llamados **OXOÁCIDOS**

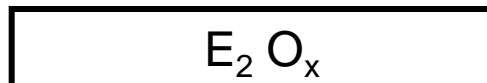
Cualquier hidróxido puede reaccionar con un ácido y dar una **SAL**

Concepto del número de oxidación

- Me da idea de cuantos electrones gana o pierde un elemento en caso que forme compuestos iónicos. En estos casos el signo me indica si gana (signo negativo) o pierde (signo positivo)
- O me indica la cantidad de electrones que comparte en caso que se trate de un elemento que forme compuestos covalentes

ÓXIDOS

Fórmula



Regla ! → Como subíndice del elemento va un 2
→ Como subíndice del oxígeno va el número de óxidación del elemento



Si estos números son iguales o múltiplos, debo **simplificar SIEMPRE**

Nomenclatura (En esta cursada, utilizaremos la nomenclatura moderna)

Óxido de {ponemos el elemento} y entre paréntesis ponemos el número de oxidación del elemento, en números romanos

Ejemplos

Óxido de Sodio (I) _____ Na_2O

Óxido de Calcio (II) _____ Ca_2O_2 \longrightarrow **Debo simplificar** \longrightarrow CaO

Óxido de Aluminio (III) _____ Al_2O_3

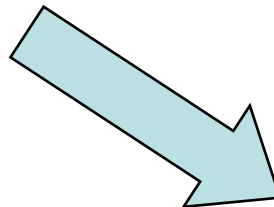
Óxido de Cloro (VII) _____ Cl_2O_7

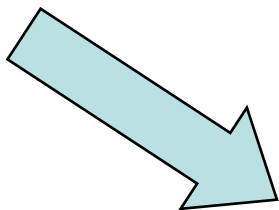
Óxido de Plomo (IV) _____ Pb_2O_4 \longrightarrow **Debo simplificar** \longrightarrow PbO_2

Obtención

- Se obtienen por reacción, entre el elemento y el oxígeno
- El oxígeno a temperatura ambiente es una sustancia, cuyas moléculas son biatómicas, entonces cuando lo escribo como sustancia, debo ponerle el 2: O_2
- Los elementos: Hidrógeno, Nitrógeno, Oxígeno y todos los halógenos forman moléculas biatómicas, entonces debo escribirles el subíndice 2

Estequiometría: Las reacciones que escribo deben estar balanceadas, que significa esto? Que debo tener la misma cantidad de átomos de un lado como del otro

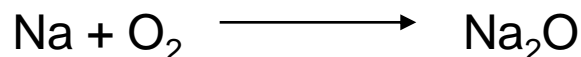




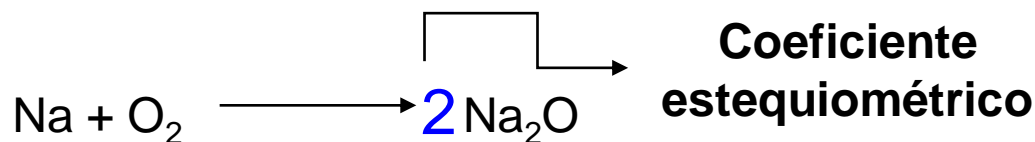
Para las reacciones de óxidos, debo:

1) Empezar por el oxígeno, debo fijarme cuanto tengo de cada lado y si no concuerda, multiplicar a la fórmula por el número con el que logre igualar, es decir agregar el **coeficiente estequiométrico**

Ejemplo

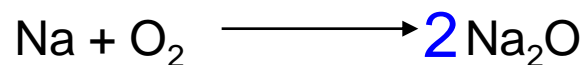


Entonces, me fijo que no esta igualada, con lo cual, comienzo por mirar al oxígeno, del lado de los reactivos tengo 2 oxígenos y del lado de los productos, solo 1, entonces multiplico la fórmula (Na_2O) por 2

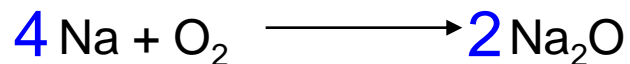


Con esto que hice, logré tener 2 oxígenos en los reactivos y 2 oxígenos en los productos

2) Luego sigo con el elemento, en nuestro caso, sodio:

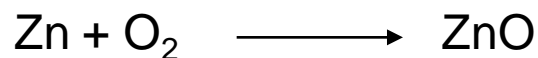


Veó que tengo 1 sodio en los reactivos y 4 sodios en los productos. Entonces si agrego un coeficiente estequiométrico 4, al sodio de los reactivos, me queda igualada la reacción !!!!



Ejemplo

Quiero obtener, óxido de zinc (II) :

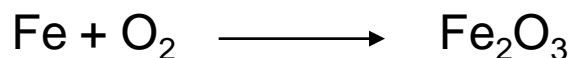


1ero, veo el oxígeno: $\text{Zn} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{ZnO}$

2do, veo el zinc: $2 \text{Zn} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{ZnO}$

Ejemplo

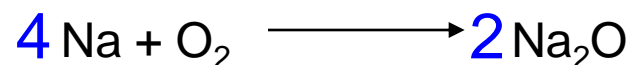
Quiero obtener, óxido de hierro (III) :



1ero, veo el oxígeno: $\text{Fe} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

2do, veo el hierro: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

Tengo la siguiente reacción:



¿Cómo se lee esta reacción?



Como 4 átomos de sodio, reaccionan con 1 molécula de oxígeno y se forman 2 fórmulas de óxido de sodio (hablo de fórmulas, porque se trata de un compuesto iónico)

- O también puedo decir que 4 moles de átomos de sodio, reaccionan con 1 mol de moléculas de oxígeno, dando 2 moles de óxido de sodio
- Si lo expreso en moles, puedo saber cuántos gramos tengo de cada cosa ya que sabiendo la masa molar de cada uno, sé cuánto pesa 1 mol y luego hago regla de tres !!!!!

1 mol de Na ——— 23 g de Na

4 moles de Na ——— X = 92 g de Na

1 mol de moléculas O₂ pesa : la masa molar del oxígeno = la masa atómica del oxígeno, multiplicado por 2

= 16 g. 2

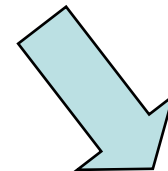
= 32 g

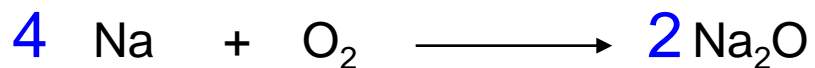
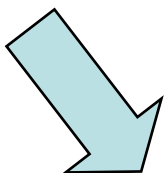
Y para la fórmula tengo que calcular,
cuánto pesan 2 moles de ella, entonces:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de Na}_2\text{O} &= \text{lo que pesa el sodio, multiplicado 2 + lo que pesa el oxígeno} \\ &= 23 \text{ g. } 2 + 16 \text{ g} \\ &= 46 + 16 \\ &= 62 \text{ g} \end{aligned}$$

Eso pesa 1 mol de Na_2O , pero yo tengo 2 moles entonces:

1 mol de Na_2O	—————	62 g de Na_2O
2 moles de Na_2O	—————	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px;">X = 124 g de Na_2O</div>





4 moles

1 mol

2 moles

92 g

32 g

124 g

Si observamos, se cumple la **LEY DE CONSERVACION DE MASAS**: en donde, si sumo las masas de los reactivos y ese resultado lo comparo con la suma de las masas de los productos, deben ser iguales!

Hacer esto es una forma de darme cuenta si me equivoqué o no, al igualar, ya que si no me dan iguales masas, algo hice mal !



124 g



124 g

**Iguale
Bien!!**

Ejemplo

Si agrego 200 gramos de Na... ¿Puedo saber cuánto oxígeno necesito para que se forme el óxido?????

Según los datos de la ecuación, sé que 92 gramos de Na, reaccionan con 32 gramos de oxígeno para darme 124 gramos de óxido de sodio (I)

Entonces:

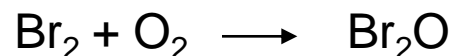
92 g Na	_____	32 g de O ₂
200 g Na	_____	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px;">X = 70 g de O₂</div>

¿Podría saber con esos 200 g de Na, cuántos **moles** de fórmulas obtendré?

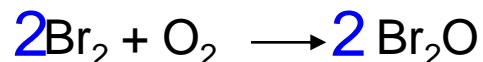
92 g Na	_____	2 moles de Na ₂ O
200 g Na	_____	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px;">X = 4 moles de Na₂O</div>

Ejemplo

Quiero obtener, óxido de bromo (I)



Equilibro:



Leo la reacción: 2 moles de bromo, reaccionan con 1 mol de oxígeno para dar 2 moles de óxido de bromo (I)

Ahora saco las masas molares y calculo cuántos gramos tengo de cada cosa...

1

Masa molar del bromo = masa atómica . 2

Masa molar del bromo = 80 g . 2

Masa molar del bromo = 160 g

1 mol de Br_2 ————— 160 g Br_2

2 moles de Br_2 ————— X = 320 g Br_2

2

Masa molar del oxígeno = masa atómica del oxígeno. 2

Masa molar del oxígeno = 16 g . 2

Masa molar del oxígeno = 32 g

3

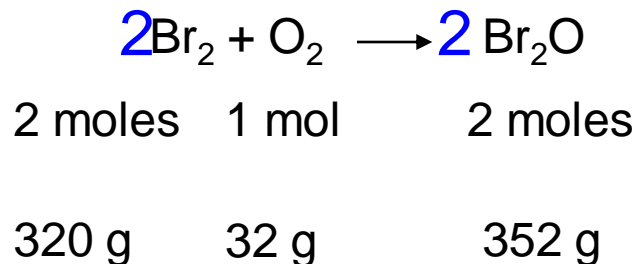
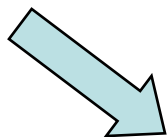
Masa molar del Br_2O = masa atómica del bromo. 2 + masa atómica del oxígeno

Masa molar del Br_2O = 80 g . 2 + 16 g

Masa molar del Br_2O = 176 g

1 mol de Br_2O ————— 176 g Br_2O

2 moles de Br_2O ————— X = 352 g Br_2O



¿Cuántos moles de oxígeno son necesarios para obtener 800 gramos del óxido?

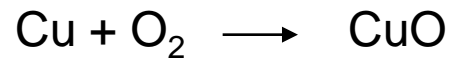
$$\begin{array}{ccc} 352 \text{ g de Br}_2\text{O} & \text{—————} & 1 \text{ mol O}_2 \\ 800 \text{ g de Br}_2\text{O} & \text{—————} & \boxed{X = 2 \text{ moles O}_2} \end{array}$$

¿Qué masa de bromo es necesaria para obtener 800 gramos del óxido?

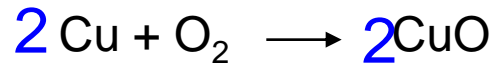
$$\begin{array}{ccc} 352 \text{ g de Br}_2\text{O} & \text{—————} & 320 \text{ g mol Br}_2 \\ 800 \text{ g de Br}_2\text{O} & \text{—————} & \boxed{X = 727 \text{ g Br}_2} \end{array}$$

Ejemplo

Quiero obtener, óxido de cobre (II)



Equilibro:



Leo:

2 moles 1 mol 2 moles

Expreso en gramos:

127 g 32 g 159 g

Ahora, me dice, que obtengo el óxido de cobre (II) a partir de cu con 90% de **pureza**

La pureza, me indica cuanto del elemento puro tengo, en este ejemplo, me dice que tengo 90% de pureza, o sea, que cada 100 gramos, tengo 90 gramos que realmente es cobre puro !!!

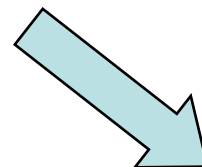
Cuando escribo una reacción, siempre estoy expresando los elementos en su estado puro !!!!!!! Es decir, que en los cálculos debo poner los gramos PUROS!

Ejemplo

Puse a reaccionar 500 g de cobre (90% de pureza) ¿Cuántos gramos del óxido obtengo?

Entonces, primero, debo calcular cuánto realmente tengo de cobre en esos 500 gramos:

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ g} & \text{—————} & 90 \text{ g de Cu} \\ 500 \text{ g} & \text{—————} & \boxed{X = 450 \text{ g de Cu}} \end{array}$$



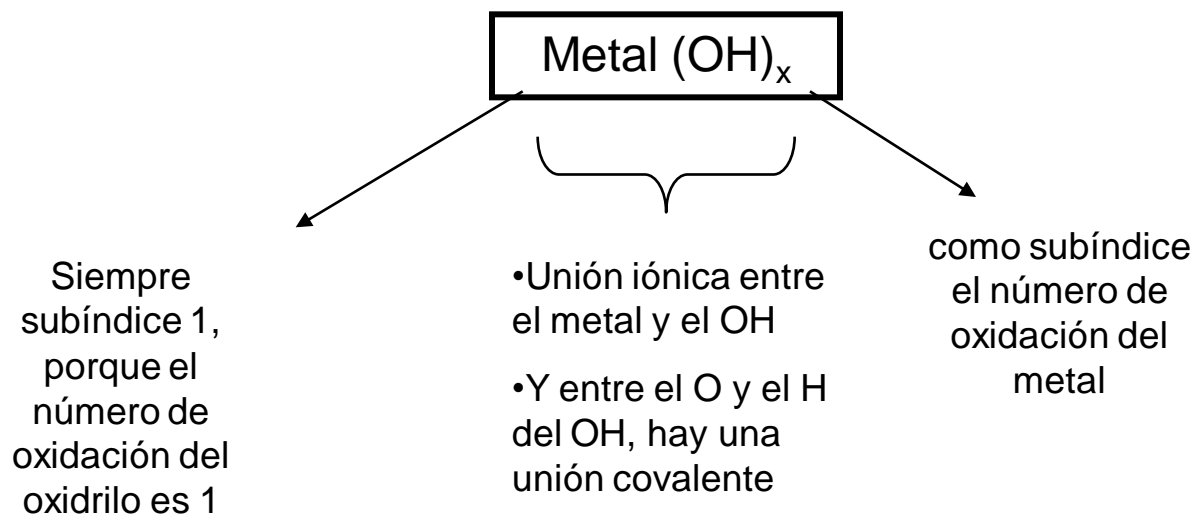
Para responder a la pregunta, debo hacer regla de 3, pero utilizando estos 450 g, que son los PUROS! La regla de 3 la hago, viendo la reacción y los datos que de ella obtuve

127 g Cu ————— 159 g de CuO

450 g Cu ————— X = 563 g de CuO

HIDRÓXIDOS

Fórmula



Nomenclatura

Se llaman “hidróxido del metal y entre paréntesis el nº de oxidación del metal”

Ejemplo

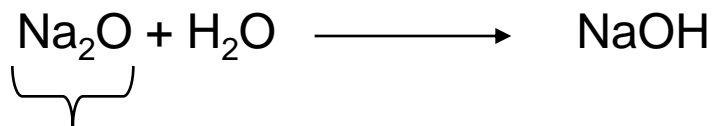
Hidróxido de sodio (I) = Na(OH)

Obtención

Se obtienen entre un óxido + agua

Ejemplo

Quiero obtener el hidróxido de sodio (I)

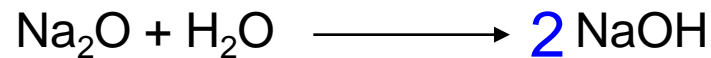


Óxido de sodio (I)

Equilibrar

- 1) Empiezo por el metal
- 2) Sigo con el hidrógeno
- 3) El oxígeno sí o sí, tiene que estar equilibrado, si es que los puntos anteriores los hice bien

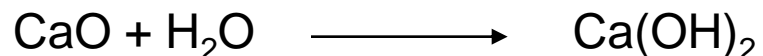
Ejemplo



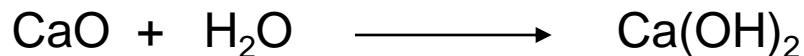
Ejemplo

Quiero hidróxido de calcio (II)

Entonces parto del óxido de calcio (II) que lo hago reaccionar con agua:



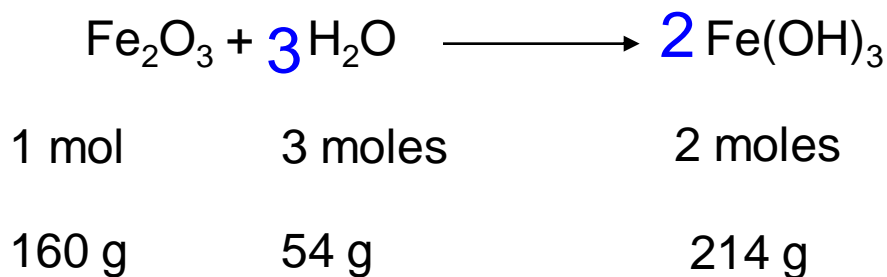
Ahora equilibrio: Recordemos que acá, 1ero es el metal, 2do es el hidrógeno y por último verifico si tengo bien el oxígeno, que de haber hecho todo bien, debería darme OK



En este caso YA
ESTABA
EQUILIBRADA!!!

Ejemplo

Quiero obtener: Hidróxido de hierro (III)



¿Qué masa de hidróxido se obtiene, si reaccionan 500 g de óxido 80 % de pureza?

100 g

80 g de óxido puro

500 g

X = 400 g de óxido puro

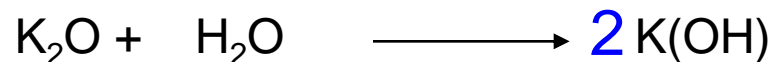
**Los puros
son los que
tengo que
usar en los
cálculos!!!**

160 g de óxido _____ 214 g de hidróxido

400 g de óxido _____ X = 535 g de hidróxido

Ejemplo

Quiero hidróxido de potasio (I)



1 mol 1 mol 2 moles

94 g 18 g 112 g

Rendimiento

Solo afecta al producto, no a los reactivos, puesto que siempre agrego reactivos para obtener el 100 % de rendimiento !

Lo que yo obtengo de la ecuación, es al 100 % siempre !!!

Si hago reaccionar 200 gramos de K_2O ¿Cuánto se obtiene del hidróxido si la reacción tiene un rendimiento del 70 %)

94 g de óxido _____ 112 g de hidróxido

200 g de óxido _____ X = 238 g de hidróxido



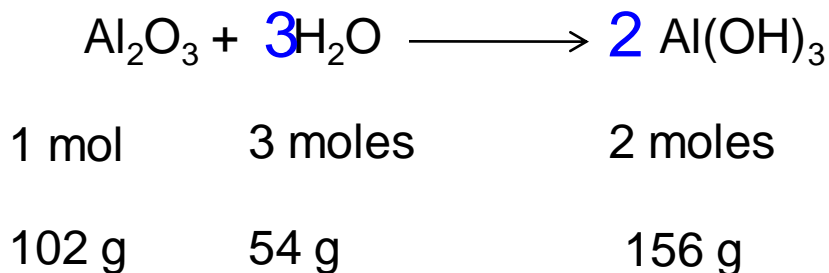
Es al 100 % de rendimiento !!! Entonces debo calcular, cuánto obtengo con un rendimiento del 70 %

100 % _____ 238 g de hidróxido

70 % _____ X = 167 g de hidróxido

Ejemplo

¿Qué masa de hidróxido de aluminio (III), se obtendrá cuando reaccionan 800 gramos de un óxido de aluminio al 70 % de pureza, si el rendimiento de la reacción es del 90 %?



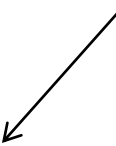
100 g ————— 70 g puros del óxido

800 g ————— X = 560 g del óxido puro

102 g de Al_2O_3 ————— 156 g $\text{Al}(\text{OH})_3$

560 g de Al_2O_3 ————— X = 856 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$

Esto es al 100 % de pureza y con un rendimiento del 100 %, pero el enunciado me dice que el rendimiento de la reacción es del 90 %, por lo tanto, debo calcular los gramos del hidróxido a ese rendimiento!

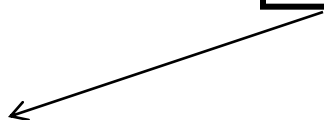


100 % rendimiento ————— 856 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$

90 % rendimiento ————— X = 770 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$

OXOÁCIDOS

Fórmula



El subíndice **a** del hidrógeno puede ser:

1, si el número de oxidación del no metal es impar

2, si el número de oxidación del no metal es par

El subíndice **b** del hidrógeno es:

$$\frac{\text{N}^\circ a + \text{N}^\circ \text{ de oxidación del no metal}}{2}$$

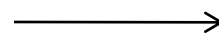
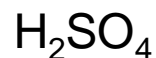
2

Nomenclatura

No metal con terminación “**ato**”, entre paréntesis el número de oxidación del no metal, en números romanos, y se termina con “de hidrogeno”

Ejemplo

Sulfato (VI) de hidrógeno



**También se lo
conoce como
ácido sulfúrico**

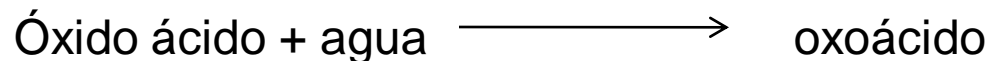
Nitrato (III) de hidrógeno HNO_2

Clorato (VII) de hidrógeno HClO_4

Nitrato (V) de hidrógeno HNO_3 \longrightarrow

**También se lo
conoce como
ácido nítrico**

Obtención

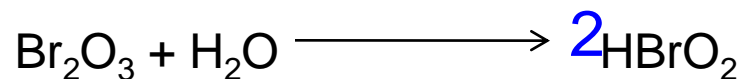


Equilibrar

- 1) Empiezo por el no metal
- 2) Sigo con el hidrógeno
- 3) El oxígeno sí o sí, tiene que estar equilibrado, si es que los puntos anteriores los hice bien

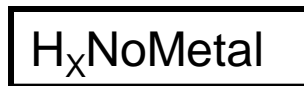
Ejemplo

Quiero el bromato (III) de hidrogeno



HIDRÁCIDOS

Fórmula



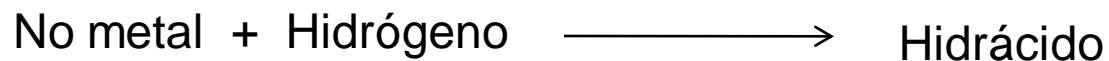
Este subíndice, será
el número de
oxidación más chico
del no metal

No Metales que forman
hidrácidos: F, Cl, Br, I y S

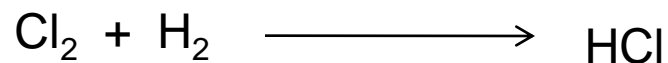
Nº de oxidación: -1

Nº de oxidación: -2

Obtención

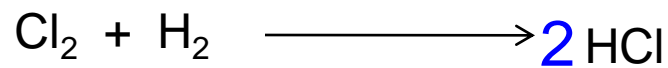


Ejemplo



Equilibrar

- 1) Empiezo por el no metal
- 2) Sigo con el hidrógeno



Nomenclatura

No metal con terminación “**uro**”, y se termina con “de hidrógeno”

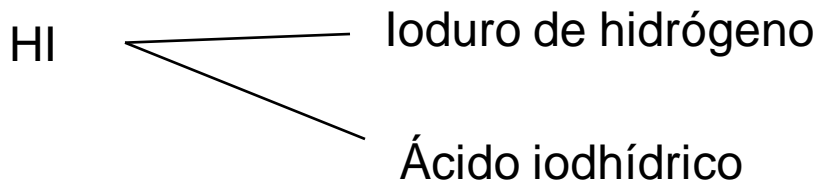
También se pueden llamar “Ácido, nombro el metal con terminación “**hídrico**”

Ejemplo

Fluoruro de hidrógeno o ácido fluorhídrico

Bromuro de hidrógeno o ácido bromhídrico

Sulfuro de hidrógeno o ácido sulfhídrico



Reactivo Limitante

Es aquel, que, como su nombre lo indica, limita la reacción !!!!

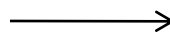
Ejemplo

Tengo 100 g de Cl_2 y 3 g de H_2 ¿Qué masa de HCl se formará?

Supongo que se termina el hidrógeno, entonces averiguo cuánto de Cl necesito para que reaccione todo el que supuse que se termina antes

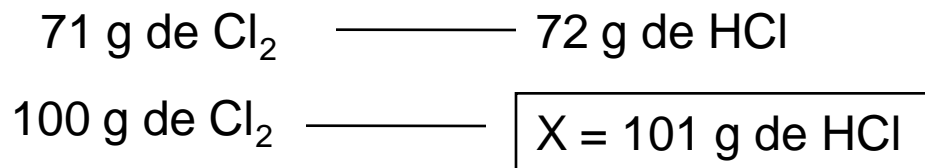
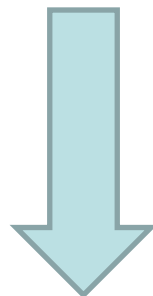
2 g de H_2 ————— 71 g de Cl_2

3 g de H_2 ————— X = 106 g de Cl_2



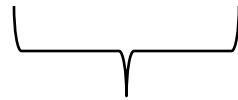
Lo tengo??? **NO**, solo puse 100 g, entonces el Cl_2 es el reactivo limitante

Si quiero saber, cuántos gramos de HCl obtengo, debo usar el limitante para hacer los cálculos



SALES

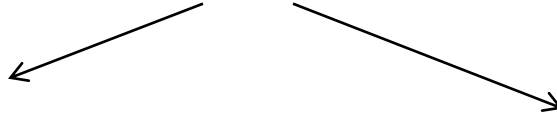
Fórmula



RADICAL = R, puede ir con o sin oxígeno, si va sin oxígeno, iría el No Metal solo



Ejemplo, **SIN** oxígeno, : NaCl
CON oxígeno: NaNO₃



x = Número de oxidación del radical

y = Número de oxidación del metal

Si x e y, son iguales o múltiplos, se simplifican

Nomenclatura

Primero se nombra al radical (No metal con terminación **ATO**)

Luego entre paréntesis pongo con números romanos el número de oxidación

Por último de (nombro el metal) y entre paréntesis el número de oxidación del metal

Ejemplo

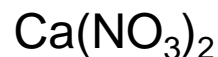
Nitrato (III) de sodio (I)



Sulfato (IV) de sodio (I)



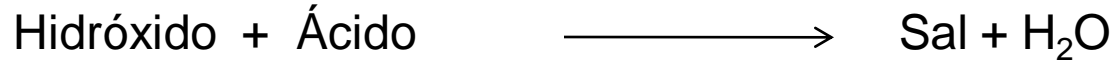
Nitrato (V) de calcio (II)



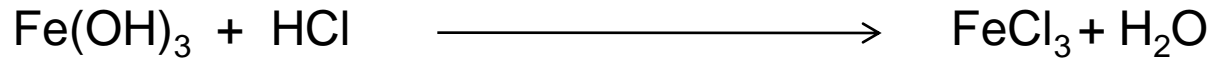
Carbonato (IV) de cobre (II)



Obtención



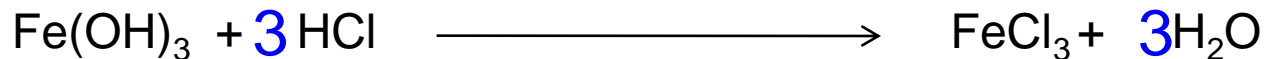
Ejemplo



Cloruro de hierro (III)

Equilibrar

- 1) Empiezo por el metal
- 2) Sigo con el No metal
- 3) El hidrógeno
- 4) El oxígeno, debe estar bien



Ejemplo

- Hidróxido de cobre (II) + Bromato (V) de hidrógeno



- Hidróxido de plomo (IV) + Sulfato (IV) de hidrógeno



- Hidróxido de aluminio (III) + Sulfato (VI) de hidrógeno

