

# FUNCIONES DE LA QUIMICA INORGÁNICA

Víctor Passamai

## 1 Resumen

Se presentan las fórmulas básicas de la Química Inorgánica que se enseñan en la Escuela Secundaria. Se comienza con un cuadro sinóptico que muestra cómo se forman óxidos, bases, sales, anhídridos y ácidos. La presentación es matemática pues los balances de las ecuaciones se realizan con notaciones tales que sirven en general.

## 2 Cuadro sinóptico

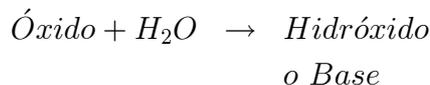
### 2.1 Trabajo con metales

#### 2.1.1 Óxidos (básico)

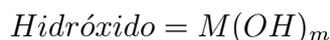
Supongamos que con  $M$  indicamos un metal y con  $M'$  cualquier otro metal. Entonces vale la siguiente *notación*:



#### 2.1.2 Hidróxidos



En general, un hidróxido se escribe:



y se lee “hidróxido de *Metal*”. Por ejemplo:  $Ca(OH)_2$  es el hidróxido de Calcio. Como la *valencia* del grupo  $HO$  es de valor uno, *intercambia con la del metal*, de valor  $m$ .

#### 2.1.3 Aleación

Cuando se unen dos metales:



#### 2.1.4 Hidruros

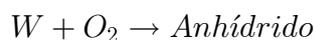
Y en el caso de un metal con  $H_2$ :



## 2.2 Trabajo con no metales

### 2.2.1 Anhídridos (u óxido ácido)

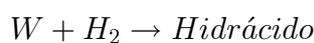
Si indicamos con  $W$  un *no metal* cualquiera, entonces:



### 2.2.2 Ácidos

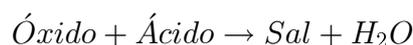


### 2.2.3 Hidrácidos



## 2.3 Sales

### Óxido con un ácido



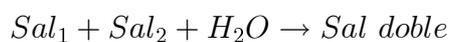
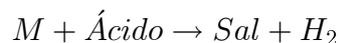
### Hidróxido (o base) con un ácido



### Unión de un óxido con un anhídrido



### Otras sales



## 3 Óxidos

La secuencia lógico-matemática para armar una ecuación general de formación de un **óxido** es:



donde  $m$  es la *valencia* del metal que se intercambia con la valencia 2 del oxígeno (igual que vimos antes para el grupo  $HO$ ). Por ejemplo, si  $M = Al$ , entonces  $m = 3$ .

Como puede verse inmediatamente, la ecuación (2) no está *equilibrada*, es decir, no hay igual cantidad de átomos de metal del lado izquierdo que en el derecho, lo que viola la ley de conservación de la materia o la masa (también llamada “de Lavoisier”). Tampoco está igualada la cantidad de oxígenos.

Para lograr la igualación se arma la ecuación (2) de la siguiente manera:



donde tiene que valer:

$$a = 2c \quad (4)$$

$$2b = cm$$

Llevando la primera a la segunda de éstas:

$$2b = \frac{a}{2}m \quad (5)$$

de modo que, para no trabajar con fracciones, conviene hacer:

$$am = 4b \quad (6)$$

Como  $m$  es un parámetro que no podemos tocar, pues está fijado por la naturaleza de  $M$ , la ecuación  $am = 4b$  está en principio indeterminada porque no conocemos  $a$  ni  $b$ . Si *suponemos* que  $a = 1$ , que es lo más fácil que se nos puede ocurrir, inmediatamente se observa que se puede despejar  $b$ :  $m = 4b \Rightarrow b = m/4$ . Como en principio es *fraccionario*, desistimos de esta primera elección. *Supongamos* entonces que  $b = 1$ :  $am = 4$ . Entonces, la cosa sigue igual, pues  $a = 4/m$ .

Volvemos atrás y observamos que podemos hacer  $c = 1$ , con lo cual la expresión (4) queda:

$$a = 2$$

Y entonces (5) pasa a ser:

$$2b = m$$

de donde otra vez es fraccionario, pues  $b = m/2$ . Para evitar esto conviene dar a  $c$  el valor de 2 en (4), con lo cual:

$$a = 4$$

$$2b = \frac{a}{2}m = 2m$$

de donde:

$$b = m.$$

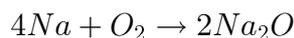
Así entonces:



Esta es la ecuación **general de un óxido**. Cumple la condición de que sus coeficientes son todos enteros y son los *mínimos* posibles. Por supuesto que cualquier otro múltiplo de la ecuación (7) es válida también.

### 3.0.1 Ejemplos:

Óxido de sodio:



Óxido de calcio:



Observar que, al tener  $Ca_2O_2$  se debe *sacar factor común* 2 y por ello queda la expresión del óxido de calcio como  $CaO$ .

Observando la ecuación (8) se puede luego *simplificar* miembro a miembro dividiendo todo por 2:



Por lo tanto, la ecuación (7) no siempre lleva el coeficiente 4 como mínimo para el metal. en este caso es 2.

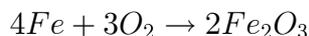
**Óxidos de Hierro:**

El  $Fe$  tiene valencia *dos* o *tres*. En el primer caso actúa como el  $Ca$ , es decir:



y  $FeO$  se dice “óxido *ferroso*”. Es un primer tipo de óxido del hierro.

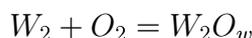
Con la valencia *tres*, se tiene el “óxido *férrico*”:  $Fe_2O_3$



En esta ecuación no se pueden simplificar los coeficientes.

## 4 Anhídridos

Supongamos que el no metal,  $W$ , tiene valencia  $w$ . Como además, en general, sus moléculas no son monoatómicas, como es el caso de los metales, la fórmula no igualada de un anhídrido es:



El procedimiento para igualar es semejante al que vimos antes para los óxidos, entonces la ecuación de anhídridos igualada en general se escribe:



Como algunos no metales tienen varias valencias, por ejemplo  $w_1 < w_2 < w_3 < w_4$  tendríamos los siguientes casos de anhídridos, con su nombre respectivo:

- 1)  $W_2O_{w_1}$  anhídrido **hipo-W-oso**
- 2)  $W_2O_{w_2}$  anhídrido **W-oso**
- 3)  $W_2O_{w_3}$  anhídrido **W-ico**
- 4)  $W_2O_{w_4}$  anhídrido **per-W-ico**

Si se trata del  $Cl_2$  por ejemplo, que tiene las valencias 1, 3, 5 y 7, tendríamos: **hipocloroso**:  $Cl_2O$ ; **cloroso**:  $Cl_2O_3$ , **clórico**:  $Cl_2O_5$  y **perclórico**:  $Cl_2O_7$  para los respectivos anhídridos.

Como antes, si queremos escribir una fórmula general para los anhídridos, dándole algunos valores convenientes a los coeficientes indeterminados  $a$ ,  $b$  y  $c$  de la ec. (9) se procede igualando o haciendo el balance de átomos de un miembro y el otro.

Comenzando con el número de átomos del no metal de la izquierda, que es  $a_2 = 2a$ , con el de la derecha,  $c_2 = 2c$ :

$$2a = 2c$$

o sea:

$$a = c$$

$$2b = cw$$

Si empezamos como hicimos finalmente antes, igualando  $c$  con 2:

$$c = 2,$$

se tiene:

$$a = 2$$

$$b = w$$

y entonces:

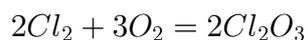


Comprobemos si esta ecuación sirve para el  $Cl$ , con cada una de sus valencias.

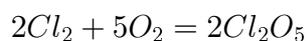
1)  $w_1 = 1$ :



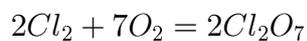
2)  $w_2 = 3$ :



3)  $w_3 = 5$ :



4)  $w_4 = 7$ :



## 5 Hidróxidos

Sin igualar *estequiometricamente*<sup>1</sup>, la ecuación general que da la reacción de un óxido más agua para formar un hidróxido es:



Escribiendo los coeficientes indeterminados  $a$ ,  $b$  y  $c$  como antes:




---

<sup>1</sup>Así se dice.

Igualando luego los números de  $M$ ,  $O$  e  $H$  de un miembro y otro, se debe cumplir:

$$2a = c$$

$$am + b = cm$$

$$2b = cm$$

Reescribiendo éstas:

$$2a + 0b - c = 0$$

$$ma + b - mc = 0$$

$$0a + 2b - mc = 0$$

Ahora tenemos 3 ecuaciones con 3 incógnitas:  $a$ ,  $b$  y  $c$ , pues  $m$  es la valencia del metal y es un parámetro predeterminado. Por lo que se ve, estas son todas iguales a 0, o sea que existe combinación lineal entre ellas.

Reemplazamos la primera de éstas en la segunda:

$$am + b = 2am$$

y en la tercera:

$$2b = 2am$$

Por lo tanto:

$$b = am$$

Para no terminar con una igualdad trivial, damos el valor:

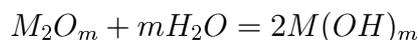
$$a = 1$$

con lo que:

$$b = m$$

$$c = 2$$

Luego:

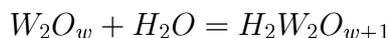


Esta es la ecuación general de un hidróxido de  $\mathbf{M}$ . Si la valencia del metal es 1:  $M(OH) = MOH$ .

**Ejemplos:**  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_2$  (ferroso),  $Fe(OH)_3$  (férrico).

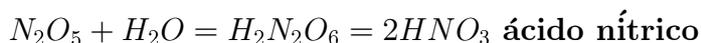
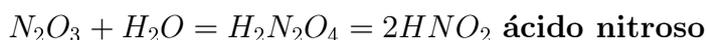
## 6 Ácidos

La reacción general de un anhídrido con agua forma un ácido que lo escribiremos empezando con el átomo de  $H$ , luego el no metal  $W$  y finalmente el oxígeno,  $O$ . Como se tiene que tener en cuenta la igualación *estequiométrica*, sin igualar resulta:



dependiendo que se pueda sacar factor común 2 para simplificar y se lee ácido “W-oso”, “W-ico” según sea la valencia del no metal.

Por ejemplo, para el nitrógeno,  $N_2$ , de valencias 3 y 5:



Para el  $S$  (azufre), partiendo del anhídrido **sulfuroso**, donde actúa con valencia 4:  $S_2O_4 = 2SO_2$ , se tiene:

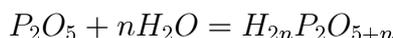


mientras que el más conocido es el que proviene del anhídrido **sulfúrico**, donde el azufre actúa con valencia 6:  $S_2O_6 = 2SO_3$  para dar:



Se puede decir, como un caso raro, que el fósforo,  $P$ , actúa con el agua dando dos ácidos *fosforosos* y dos *fosfóricos*.

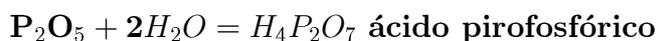
Además, depende del número de moléculas de agua con las que reaccione:



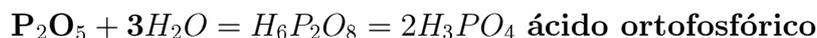
Si  $n = 1$ :



si  $n = 2$ :

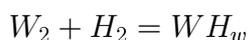


y si  $n = 3$ :



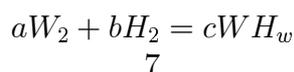
## 7 Hidrácidos

La fórmula sin igualar, suponiendo un no metal molecular de dos átomos, es:



y el ácido se llama **W-hídrico**. Ejemplo:  $ClH$  es el ácido clorhídrico.

Poniendo los coeficientes  $a$ ,  $b$  y  $c$ :



y escribiendo las condiciones de igualdad de átomos:

$$2a = c$$

$$2b = cw$$

Dando a  $a$  el valor 1:

$$a = 1$$

$$c = 2$$

$$b = w$$

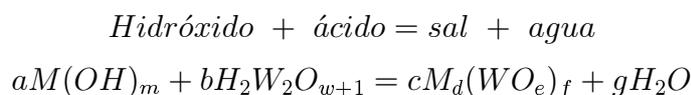
Entonces:

$$W_2 + wH_2 = 2WH_w$$

## 8 Sales

### 8.1 Hidróxidos más ácidos

En general:

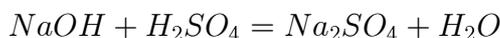


Como se ve, la fórmula aparece complicada por los subíndices  $d$ ,  $e$ ,  $f$  y  $g$ . Es mejor tratar cada caso en particular, respetando la forma en que se escribe cada fórmula, en especial la sal.

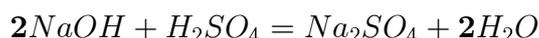
Además hay que tener en cuenta como se las denomina. Vale la pena acordarse la frase: “el **pico** del **pato** es un **oso chiquito**”. Porque las sales formadas de ácidos que terminan en **ico** terminan en **ato**. Por ejemplo: ácido sulfúrico da un sulfato. En cambio ácido sulfuroso, se convierte en sulfito.

Veamos:

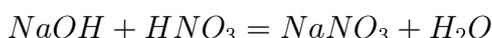
1) Hidróxido de  $Na$  con ácido sulfúrico:



donde hay que saber que el producto final, *la sal*, es **decir el sulfato de sodio**, que se tiene que escribir con el **metal adelante**, el grupo  $SO_4^{+2}$  es bivalente y requiere de 2 átomos de  $Na$ . Luego, para igualar, se mira la ecuación y es fácil:



2) Hidróxido de  $Na$  con ácido nítrico: **nitrate de sodio**.



Así tenemos luego hipoclorito de sodio, clorito de sodio, clorato de potasio, perclorato de potasio, etc.

Hay una colección de nombres:

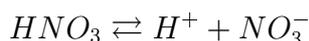
Ferrocianuro de  $K$ :  $Fe(CN)_6K_4$ , ferricianuro de  $K$ :  $Fe(CN)_6K_3$

## 9 Disociación

### 9.1 Ácidos

En una solución acuosa, ocurre que algunas sustancias se *disocian* o separan en sus partes. Por ejemplo, la sal común,  $NaCl$ , se separa en un catión (+) y un anión (-):  $NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$ .

Para el caso de un compuesto como un **ácido**, por ej. el **nítrico**, si bien está compuesto por tres tipos de átomos ( $H$ ,  $N$ ,  $O$ ) no se separa en los tres, sino que como el  $H$  es muy *electropositivo*, tiende a *ceder su* único  $e^-$ , quedándose *positivo* y el *resto* (o sea el grupo :  $NO_3$ ) se queda con esa carga negativa:

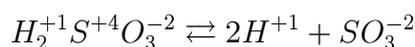


El análisis de las *electronegatividades* de los átomos intervinientes en la *molécula* simplemente está dado por la escritura de las cargas positivas y negativas que tienden a aceptar o dar cada *átomo*, *manteniendo el conjunto neutro*:

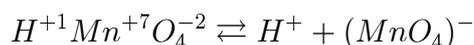
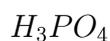


Aquí se observa que  $+1 + 5 + 3(-2) = +6 - 6 = 0$ .

Otros ej.:

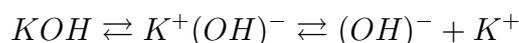


por otro lado, las electronegatividades de los átomos son:  $H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2}$ .



### 9.2 Hidróxidos

Ej.:



### 9.3 Sales

ej.:

