

## **UNIDADE 4. PROCESOS QUÍMICOS. ESTEQUIOMETRÍA**

### **1. FÓRMULAS EMPÍRICAS E MOLECULARES**

- 1.1. Fórmulas moleculares
- 1.2. Fórmulas empíricas
- 1.3. Relación entre fórmula molecular e fórmula empírica

### **2. COMPOSICIÓN CENTESIMAL E DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS**

- 2.1. Composición centesimal dunha substancia
- 2.2. Determinación de fórmulas empíricas
- 2.3. Determinación de fórmulas moleculares

### **3. CAMBIOS QUÍMICOS. RUPTURA E FORMACIÓN DE ENLACES**

### **4. ECUACIONES QUÍMICAS**

- 4.1. Ecuacións químicas
- 4.2. Lei de conservación da masa
- 4.3. Axuste de ecuacións químicas

### **5. INTERPRETACIÓN MOLECULAR DUNHA ECUACIÓN QUÍMICA**

- 5.1. Interpretación microscópica.
- 5.2. Interpretación macroscópica.

### **6. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN REACCIÓN.**

- 6.1. Relacións de número de moles.
- 6.2. Relacións de masa.
- 6.3. Relacións en volume. Procesos nos que interveñen gases.

### **7. RENDEMENTO DAS REACCIÓN QUÍMICAS.**

### **8. CÁLCULOS EN PROCESOS NOS QUE INTERVEÑEN REACTIVOS CON IMPUREZAS.**

### **9. CÁLCULOS EN PROCESOS NOS QUE INTERVEÑEN SUBSTANCIAS EN DISOLUCIÓN.**

### **10. PROCESOS CON REACTIVO LIMITANTE.**

## 1. FÓRMULAS EMPÍRICAS E MOLECULARES

Para expresar a composición da materia, os químicos utilizan fórmulas químicas. Úsanse símbolos químicos para indicar qué tipo de átomos forman unha substancia e subíndices numéricos para indicar a cantidade ou proporción en que se atopan os diferentes átomos. Empréganse, fundamentalmente, dous tipos de fórmulas: **fórmulas moleculares** e **fórmulas empíricas**.

### 1.1. Fórmulas moleculares

Tan só no caso das substancias que presentan enlace covalente se poden formar moléculas. Para expresar a composición destas moléculas utilízanse as **fórmulas moleculares**.

Unha **fórmula molecular** indica a cantidade exacta de átomos que forman unha molécula.

*Exemplo:  $NH_3$  indica que nunha molécula de amoníaco hai un átomo de nitróxeno e tres átomos de hidróxeno.  $H_2$  indícanos que a molécula de hidróxeno contén dous átomos do devandito elemento.  $O_3$  indícanos que a molécula de ozono contén tres átomos de osíxeno.*

### 1.2 Fórmulas empíricas

Unha **fórmula empírica** indica qué elementos están presentes nunha substancia e a relación mínima existente entre os seus átomos.

*Exemplo:  $NaCl$  indica que o cloruro sódico contén cloro e sodio e que hai o mesmo número de átomos de cloro que de sodio.*

*$SiO_2$  indícanos que o cuarzo está formado por silicio e por osíxeno e que contén o dobre de átomos de osíxeno que de silicio.*

### 1.3. Relación entre fórmula molecular e fórmula empírica

Hai moitas substancias que non forman moléculas e sempre se representan por **fórmulas empíricas**, por exemplo calquera substancia iónica.

No caso das substancias que forman moléculas, ás veces pódese diferenciar entre **fórmula empírica** e **fórmula molecular**.

$H_2O_2$  é a **fórmula molecular** da auga oxixenada. Cada molécula contén dous átomos de hidróxeno e dous átomos de osíxeno.  $HO$  é a **fórmula empírica** da auga oxixenada, indícanos que nesta substancia hai o mesmo número de átomos de hidróxeno que de osíxeno.

$C_6H_6$  é a **fórmula molecular** do benceno. Cada molécula contén seis átomos de hidróxeno e seis átomos de carbono.  $CH$  é a **fórmula empírica** do benceno, indícanos que nesta substancia hai o mesmo número de átomos de hidróxeno que de carbono.

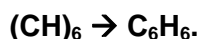
$O_3$  é a **fórmula molecular** do ozono. Cada molécula contén tres átomos de osíxeno.  $O$  é a **fórmula empírica** do ozono, indícanos que soamente contén átomos de osíxeno. Noutros casos, **fórmula molecular** e **fórmula empírica** coinciden.

$H_2O$  é a **fórmula molecular** e tamén a **fórmula empírica** da auga. Cada molécula contén dous átomos de hidróxeno e un de osíxeno. Nesta substancia por cada átomo de osíxeno hai dous de hidróxeno.

O mesmo acontece con  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ...

Se observas todos os casos anteriores e outros que se che ocorran, pódese dicir que a **fórmula molecular** é sempre un número enteiro de veces a **fórmula empírica**.

A **fórmula molecular** do benceno  $\text{C}_6\text{H}_6$  é seis veces a súa **fórmula empírica**  $\text{CH}$ .



A **fórmula molecular** do ozono  $\text{O}_3$  é tres veces a súa **fórmula empírica**  $\text{O}$ . A **fórmula molecular** do  $\text{CO}_2$  é unha vez a súa **fórmula empírica**  $\text{CO}_2$ .

Por todo iso, podemos xeneralizar e escribir:

**Fórmula molecular = n · Fórmula empírica**  
**Onde "n" é sempre un número enteiro positivo.**

## 2. COMPOSICIÓN CENTESIMAL E DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS

### 2.1. Composición centesimal dunha substancia

Unha fórmula indícanos a proporción existente entre os átomos que forman unha substancia. A composición centesimal dunha substancia indícanos a proporción entre as masas dos elementos que forman a devandita substancia, expresada en forma de porcentaxe. Dito doutra forma, a masa de cada elemento que hai en 100 gr. dun composto.

**Exemplo:** Calcula a composición centesimal da auga ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Como datos:  $\text{O} = 16$  uma;  $\text{H} = 1$  uma.

A masa molecular do  $\text{H}_2\text{O}$  será  $16 + 2 \cdot 1 = 18$  g. Polo tanto:

$$\begin{array}{lcl}
 18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} & \text{----} & 2 \text{ g } \text{H}_2 \\
 100 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} & \text{----} & x \text{ g de } \text{H}_2 \\
 \left. \begin{array}{l} 18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \text{ ---- } 16 \text{ g } \text{O}_2 \\ 100 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \text{ ---- } x \text{ g de } \text{O}_2 \end{array} \right\} & & x = 100 \cdot 2/18 = 11.1 \% \text{ de } \text{H}_2 \\
 & & x = 100 \cdot 16/18 = 88.9 \% \text{ de } \text{O}_2
 \end{array}$$

O mesmo resultado houberamos obtido para o osíxeno se lle restamos a 100 os 11.1 % de hidróxeno. Isto é debido a que a molécula só está formada por dous elementos.

### 2.2. Determinación de fórmulas empíricas

A análise química dunha substancia no laboratorio permítenos coñecer a cantidade de gramos de cada elemento presente nunha determinada cantidade dun composto. A partir destas cantidades, en masa, pódese calcular a **fórmula empírica** e identificar a substancia.

## 2.3. Determinación de fórmulas moleculares

Coñecendo a **fórmula empírica** é sinxelo coñecer a **fórmula molecular**, pois xa vimos que: Fórmula molecular = n x Fórmula empírica.

Do mesmo xeito: Masa molar = n x Masa molar da fórmula empírica.

Se coñecemos esta relación entre as masas molares coñecemos a relación entre as fórmulas empírica e molecular.

**Exemplo:** Determina a fórmula molecular dun composto orgánico cúa composición centesimal é 81.8 % de C e 18.2 % de H e a súa masa molecular aproximadamente 44. Datos: H= 1 uma , C= 12 uma.

*Pasos a seguir:*

1. Dividimos a porcentaxe de cada elemento pola masa atómica

$$C = 81.8 / 12 = 6.8 \quad ; \quad H = 18.2 / 1 = 18.2$$

2. Dividimos cada número obtido polo máis pequeno para determinar o número de átomos de cada elemento no composto.

$$C = 6.8 / 6.8 = 1 \quad ; \quad H = 18.2 / 6.8 = 2.6 \quad ; \quad \text{polo tanto a fórmula empírica sería}$$



3. Como non podemos ter medios átomos, é evidente que debemos multiplicar por un número enteiro (n) de tal xeito que nos dea 44 (a súa masa molecular aproximada). Así:

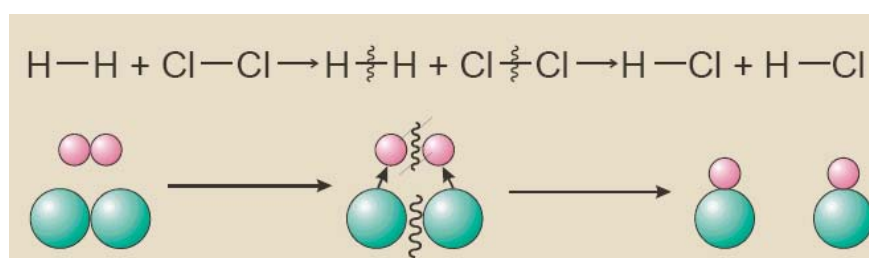
$$(\text{CH}_{2.7}) \times n = 44 \rightarrow n = 44 / 14.6 = 3.01 \text{ (aproximámolo a 3), logo a}$$

**fórmula molecular sería C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>**

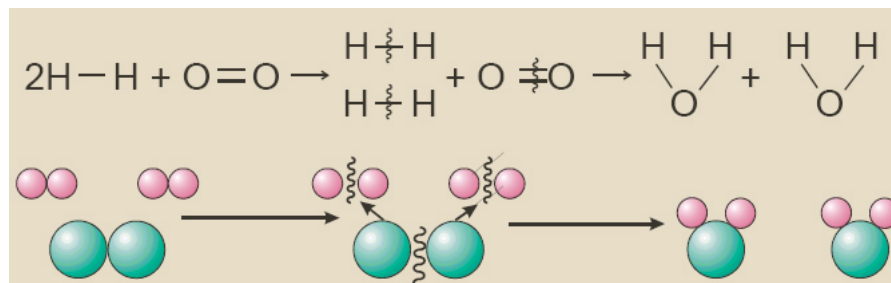
## 3. CAMBIOS QUÍMICOS. RUPTURA E FORMACIÓN DE ENLACES

Nun cambio químico, a partir dunhas substancias iniciais (**reactivos**), fórmanse outras substancias novas (**productos**). Nos procesos químicos non cambia nin o tipo de átomos nin o número de átomos, o único que acontece é que estes átomos se combinan entre si doutra forma.

Rompen enlaces entre os átomos que forman os **reactivos** e estes átomos enlázanse doutro xeito, dando lugar aos **productos**. É dicir, nun cambio químico rompen uns enlaces e fórmanse outros novos.



No exemplo anterior rompe o enlace entre os dous átomos de H e o enlace entre os dous átomos de Cl e fórmanse enlaces entre os átomos de Cl e de H. Desaparece o  $H_2$  e o  $Cl_2$  e fórmase outra substancia nova HCl.



No exemplo anterior rompe o enlace entre os átomos de H e o enlace entre os átomos de O e fórmanse enlaces entre cada átomo de O e dous átomos de H. Desaparece o  $H_2$  e o  $O_2$  e fórmase outra substancia nova  $H_2O$ .

## 4. ECUACIONES QUÍMICAS

### 4.1 Ecuacións químicas

Nas reaccións químicas, os **reactivos** ou substancias iniciais transfórmanse en **produtos** ou substancias finais. Isto pódese expresar dunha forma sinxela, mediante ecuacións químicas. Nelas, tanto **reactivos** como **produtos** **representáanse** mediante as súas fórmulas químicas. Os **reactivos** escríbense á esquerda e os **produtos** á dereita, separados por unha frecha que nos indica o sentido no que se produce a reacción.

### 4.2. Lei de conservación da masa

Xa se viu na unidade 1 a Lei de Lavoisier, segundo a cal, durante un cambio químico a masa do sistema permanece invariable. A nivel atómico isto tradúcese en que non cambia o número, nin o tipo de átomos e isto débese reflectir nas ecuacións químicas.

### 4.3. Axuste de ecuacións químicas

A seguinte ecuación química:  $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$  indícanos que o hidróxeno reacciona co osíxeno e prodúcese auga, pero non reflicte a lei de conservación da masa, non aparece o mesmo número de átomos de cada elemento ao principio e ao final da reacción. Dise que a ecuación non está "axustada".

**Axustar unha ecuación química é reflectir que existe o mesmo número de átomos de cada elemento ao principio e ao final da reacción.** Isto conséguese colocando coeficientes numéricos diante das fórmulas. No noso caso poñeríamos un "2" diante do  $H_2O$ , para conseguir que haxa dous átomos de O, igual que nos **reactivos**. Agora temos 4 átomos de H nos **produtos**, debemos poñer un "2" diante do  $H_2$  para conseguir que haxa tamén 4 átomos de H nos reactivos.

A ecuación queda axustada:  $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$  e polo tanto, está de acordo coa Lei de Conservación da Masa.

Para axustar unha ecuación química séguense os seguintes pasos:

a) Unha vez escritas as fórmulas de **produtos** e **reactivos**, para axustar utilízanse coeficientes numéricos diante das fórmulas. Empézase por aqueles elementos que aparecen nunha soa fórmula a cada lado da ecuación. **Só podemos poñer números diante das fórmulas, nunca debemos modificar os subíndices das fórmulas.**



Fixámonos en primeiro lugar en Ca, C, H e Cl que aparecen nunha soa fórmula a cada lado da ecuación. Neste caso Ca e C están axustados. O Cl e o H non pois aparecen dous átomos de cada un nos **produtos** e tan só un nos reactivos. Solucionámolo poñendo un "2" diante da fórmula HCl.

b) A continuación axústanse os elementos que aparecen en dúas ou máis fórmulas do mesmo lado da ecuación. No noso caso o O aparece no lado da dereita en dúas fórmulas  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{CO}_2$ . En total suman tres átomos de O. Tamén aparecen tres átomos de O na parte da esquerda. Non fará falta engadir ningún coeficiente. A ecuación axustada será:



## 5. INTERPRETACIÓN MOLECULAR DUNHA ECUACIÓN QUÍMICA

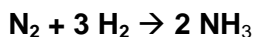
Unha vez que se axustou unha ecuación química podemos interpretar o que sucede a **nivel microscópico**, é dicir, a nivel atómico, e o que sucede a **nivel macroscópico**, é dicir, con cantidades de **produtos** e **reactivos** que se poden medir.

### 5.1. Interpretación microscópica

As seguintes reaccións:  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ , interprétase do seguinte xeito: dúas moléculas de gas  $\text{H}_2$  reaccionan cunha molécula de  $\text{O}_2$  para formar dúas moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ .  $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ , interprétase do seguinte xeito: unha molécula de  $\text{N}_2$  reacciona con tres moléculas de  $\text{H}_2$  para formar dúas moléculas de  $\text{NH}_3$ .

### 5.2. Interpretación macroscópica

Cando se poñen en contacto os **reactivos** e dan lugar aos **produtos**, non se adoita ter unha, dúas ou tres moléculas destas substancias, senón moitas máis, aínda que a proporción reflectida na ecuación química axustada mantense sempre.



Tamén valería:  $7 \text{N}_2 + 21 \text{H}_2 \rightarrow 14 \text{NH}_3$ , é dicir, sete moléculas de  $\text{N}_2$  reaccionan con vinteunha moléculas de  $\text{H}_2$  para formar catorce moléculas de  $\text{NH}_3$ .

Tamén valería:  $50 \text{N}_2 + 150 \text{H}_2 \rightarrow 100 \text{NH}_3$ , é dicir, cincuenta moléculas de  $\text{N}_2$  reaccionan con cento cincuenta moléculas de  $\text{H}_2$  para formar cen moléculas de  $\text{NH}_3$ .

Tamén poderíamos escribir:

$6,02 \cdot 10^{23} \text{N}_2 + 3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{H}_2 \rightarrow 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{NH}_3$ , que se pode ler como: un mol de  $\text{N}_2$  reacciona con tres moles de  $\text{H}_2$  para formar dous moles de  $\text{NH}_3$ .

Esta relación en moles entre os **reactivos** e **produtos** permítenos establecer o que acontece nunha reacción en cantidades que doadamente se poden medir.

## 6. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN REACCIÓNS

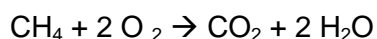
Podémonos preguntar: ¿Que cantidade dun determinado reactivo será necesaria para obter unha determinada cantidade dun produto? Seguro que esta pregunta fana na industria química.

Co que se viu neste tema acerca das ecuacións químicas e manexando outros conceptos que xa coñeces: mol, masas molares, concentración de disolucións, volume molar de gases,..., pódense realizar numerosos cálculos que nos axudarán a coñecer as cantidades, tanto de produtos coma de reactivos, que interveñen nas reaccións químicas.

Estes cálculos chámanse "cálculos estequiométricos".

### 6.1. Relacións de número de moles

Xa se viu que unha reacción axustada nos indica a proporción en moles entre os produtos e os reactivos.



Esta é a reacción de combustión do gas metano, vexamos como podemos coñecer cuántos moles de  $\text{CO}_2$  se forman cando se queiman cinco moles de metano e cuántos moles de  $\text{O}_2$  reaccionan con eses cinco moles de metano.

Segundo a ecuación, e mediante regras de tres, podemos plasmar o que ocorre na reacción. Así:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CH}_4 \text{ ----- } 1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \\ 5 \text{ mol de } \text{CH}_4 \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = 5 \cdot 1 / 1 = 5 \text{ moles } \text{CO}_2$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CH}_4 \text{ ----- } 2 \text{ mol de } \text{O}_2 \\ 5 \text{ mol de } \text{CH}_4 \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = 5 \cdot 2 / 1 = 10 \text{ moles } \text{O}_2$$

### 6.2. Relacións de masa

Recorda que un mol de calquera substancia é equivalente á súa masa molar expresada en gramos. **Podemos converter os moles en gramos.**

Tendo en conta a seguinte reacción:



¿Cantos gramos de  $\text{CaH}_2$  serán necesarios para obter 100 gramos de  $\text{H}_2$ ?

$$\left. \begin{array}{l} 2 \cdot 2 \text{ g de } \text{H}_2 \text{ ----- } 42 \text{ g de } \text{CaH}_2 \\ 100 \text{ g de } \text{H}_2 \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = 100 \cdot 42 / 4 = 1050 \text{ g } \text{CaH}_2$$

### 6.3. Relacións en volume. Procesos nos que interveñen gases

Segundo a Lei de Avogadro, un mol de calquera gas ocupa, nas mesmas condicións de presión e temperatura, o mesmo volume. Por este motivo, cando nunha reacción interveñen gases que se atopan nas mesmas condicións de presión e temperatura, a relación que hai entre os seus moles é a mesma que a que hai entre os seus volumes.

No seguinte proceso químico, no que todas as substancias que interveñen son gases, determina cuántos litros de  $N_2$  reaccionarán con corenta e dous litros de  $H_2$ , se se miden nas mesmas condicións de presión e temperatura.  $N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$ . Segundo a ecuación, por cada tres moles de  $H_2$ , reacciona un mol de  $N_2$ . Esta é a mesma relación que para os seus volumes.

$$\left. \begin{array}{l} 3 \text{ litros de } H_2 \text{ ---- } 1 \text{ litro de } N_2 \\ 42 \text{ litros de } H_2 \text{ ---- } x \text{ litros de } N_2 \end{array} \right\} x = 42 \cdot 1/3 = 14 \text{ litros de } N_2$$

¿Que volume de  $NH_3$  se formará se se manteñen as condicións de presión e temperatura?

$$\left. \begin{array}{l} 3 \text{ litros de } H_2 \text{ ----- } 2 \text{ litros de } NH_3 \\ 42 \text{ litros de } H_2 \text{ ----- } x \text{ litros de } NH_3 \end{array} \right\} x = 42 \cdot 2/3 = 28 \text{ litros de } NH_3$$

## 7. RENDEMENTO DAS REACCIÓNS QUÍMICAS

Con moita frecuencia as reaccións químicas non se completan totalmente, non se obteñen as cantidades de **produtos previstas**, segundo os cálculos teóricos. Isto débese a diferentes motivos: Ás veces os **reactivos** conteñen impurezas que non participan na reacción, ou prodúcense reaccións colaterais que dan lugar a outros **produtos**, gastando parte dos **reactivos**. En ocasións alcázase un estado de equilibrio químico e a reacción non se completa totalmente; outras veces, simplemente, pérdese unha parte dos **produtos** no proceso de separación do resto das substancias presentes na reacción.

O **rendemento da reacción** ten grande importancia económica nos procesos industriais e, continuamente investigase e innóvase nestes procesos, para conseguir unha mellora nos **rendementos**.

Estes **rendementos** adóitanse expresar de xeito porcentual, e indicánnos a relación entre a cantidade real obtida dunha determinada substancia e a que en teoría se podería obter.

$$R = (\text{cantidade real} / \text{cantidade teórica}) \cdot 100$$

**Exemplo:** ¿Cal é o rendemento da seguinte reacción, sabendo que o quantar 100 g de carbonato de calcio se obteñen 46 g de  $CaO$  ?



Como vemos a reacción está axustada, polo tanto, só temos que calcular a cantidade de óxido de calcio (CaO) que se obtería a partir dos 100 g de carbonato (CaCO<sub>3</sub>). A masa molecular do carbonato de calcio é: 40 + 12 + 16\*3 = 100 g; polo tanto, 100 g equivale a 1 mol.

Segundo a reacción con 1 mol de carbonato podemos obter como máximo 1 mol de CaO, é dicir, 56 g. Así que o rendimento será:

$$R = (\text{cantidade real} / \text{cantidade teórica}) * 100 = (46 / 56) * 100 = 82,1 \%$$

## 8. CÁLCULOS EN PROCESOS NOS QUE INTERVEÑEN REACTIVOS CON IMPUREZAS

Ás veces, os **reactivos** conteñen impurezas, o que fai que baixe o **rendemento dunha reacción**, posto que as impurezas non interveñen na reacción.

Se se coñece a cantidade de impurezas dun **reactivo** podemos calcular a cantidade de **produto** que se obterá realmente.

**Exemplo:** ¿Cal é o volume de CO<sub>2</sub> obtido a partir de 100 g dunha caliza (CaCO<sub>3</sub>) do 50% de pureza? A reacción é:



Sabemos que a masa molecular do CaCO<sub>3</sub> é 100 g, polo tanto, como temos 100 g de caliza impura do 50 %, en realidade temos 50 g de CaCO<sub>3</sub>. Se dividimos os gramos puros (50 g) pola masa molecular deducimos que temos só 0.5 moles de CaCO<sub>3</sub>.

Como a reacción é mol a mol, a partir de 0.5 moles de CaCO<sub>3</sub> puro obtense 0.5 moles de CO<sub>2</sub>. Como ademais sabemos que 1 mol de calquera gas ocupa, en condicións normais, 22,4 L, entón temos:

$$\text{Volume de CO}_2 \text{ en condición normais é: } 0,5 * 22,4 = 11,2 \text{ L}$$

## 9. CÁLCULOS EN PROCESOS NOS QUE INTERVEÑEN SUBSTANCIAS EN DISOLUCIÓN

Cando nunha reacción interveñen **reactivos** en disolución, adóitase coñecer o volume de disolución do que dispoñemos. Para poder facer os cálculos na reacción temos que coñecer, en primeiro lugar, os moles de **reactivo** presentes na devandita disolución (recorda que molaridade M = n° moles de soluto / Vdisolución).

Como o reactivo é o soluto da disolución: n° de moles de reactivo = M \* V.

**Exemplo:** ¿Qué volume de HCl 2 M se necesita para que reaccione totalmente con 6,53 g de Zn? A reacción axustada é:  $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ .

A masa atómica do Zn é 65.3, polo tanto, 6,53 g equivalen a 0,1 mol de Zn. Segundo a reacción para que reaccione 0.1 mol de Zn, necesitamos 2\* 0,1 de moles de HCl, é dicir, 0,2 moles de HCl. E se aplicamos a definición de Molaridade, podemos obter o volume necesario da disolución de HCl 2 M.

$$M = n / V_{\text{dón}} \rightarrow V_{\text{dón}} = n / M = 0,2 / 2 = 0,1 \text{ L}$$

## 10. PROCESOS CON REACTIVO LIMITANTE

Se se vai preparar unha torta de mazá para oito persoas, débense ter cantidades abundas de todos os ingredientes. Non nos serve dispoñer de mazás para doce persoas, en exceso, se a penas temos azucre para catro persoas. Só poderíamos preparar torta para catro persoas e sobraríannos mazás.

Nas reaccións químicas non sempre se dispón de reactivos nas proporcións estequiométricas, é dicir, nas proporcións que indica a reacción axustada. Hai un reactivo que se gasta mentres que aínda queda do outro, pero a reacción xa non pode seguir. O reactivo que primeiro se consome nunha reacción chámase **reactivo limitante**, pois limita ou determina a máxima cantidade de produto que se pode formar nesa reacción.

Os reactivos en exceso son os que están en maior cantidade da necesaria para reaccionar co **reactivo limitante**. Destes sobra cando finaliza a reacción.

Vexamos como se realizan os cálculos cando hai un **reactivo limitante**.

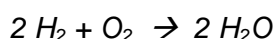
- 1º. Cálculase a cantidade de produto que se obtén a partir dun dos reactivos.
- 2º. A continuación calculamos a cantidade de produto que se obtén a partir do outro reactivo.
- 3º. Por último eliximos a menor das dúas cantidades de produto calculadas. Esta é a cantidade que se obtén de produto e o reactivo que a produce é o **reactivo limitante**, o outro é o **reactivo** que está **en exceso**.

**Exemplo:** Nun recipiente hai 200 g de  $H_2$  e 500 g de  $O_2$ . Estes dous elementos reaccionan formando auga. Determina:

- a) A cantidade de auga que se pode formar.
- b) Cal é o reactivo limitante e canto sobra do que está en exceso?

*Pasos para a facer o problema:*

1.- Escribimos a reacción axustada



2.- Pasamos os gramos a moles dividindo pola masa molecular.

$$\text{moles de } H_2 = 200 / 2 = 100 \text{ moles} ; \text{ moles de } O_2 = 500 / 32 = 15.6 \text{ moles}$$

3.- Calculamos segundo a reacción a cantide en moles de auga que se forman a partir dos moles de hidróxeno.

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ moles de } H_2 \text{ ----- } 2 \text{ moles de } H_2O \\ 100 \text{ moles de } H_2 \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = 100 \cdot 2 / 2 = 100 \text{ moles } H_2O$$

Como cada mol de auga son 18 g  $\rightarrow$  1800 g  $H_2O$  en 100 moles.

4.- Calculamos segundo a reacción a cantide en moles de auga que se forman a partir dos moles de osíxeno.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ moles de } O_2 \text{ ----- } 2 \text{ moles de } H_2O \\ 15.6 \text{ moles de } O_2 \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = 15.6 \cdot 2 / 1 = 31.2 \text{ moles } H_2O$$

Como cada mol de auga son 18 g  $\rightarrow 31,2 \cdot 18 = 561 \text{ g H}_2\text{O}$  (Esta é a cantidade de auga que se obtén)

5.- Polo tanto, o **reactivo limitante** é o **osíxeno** e o **reactivo en exceso** o **hidróxeno**. Calculamos segundo a reacción a cantidade en moles de auga que se forman a partir dos moles de osíxeno. Como sobra hidróxeno temos que calcular canto sobra. Primeiro calculamos canto reacciona de hidróxeno e logo restando do inicial sabemos o que sobra

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ moles de O}_2 \text{ ----- } 2 \text{ moles de H}_2 \\ 15,6 \text{ moles de O}_2 \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = 100 \cdot 2 / 1 = 31,2 \text{ moles H}_2$$

**Sobran:**  $100 - 31,2 = 68,8$  moles de  $\text{H}_2$  e como 1 mol son 2 g, entón sobrarán **137,6 g de  $\text{H}_2$**

**NOTA:** Esta non é a única forma de facer o problema como poderás comprobar cando traballes os exercicios autoavaliabes.

Os problemas de química pódense resolver, ademais, polo método de conversión de unidades, tamén chamado **método de factores de conversión**.

**Vexamos como se utilizan nun exemplo sinxelo.**

1 mol de  $\text{CO}_2$  é o mesmo que 44 g de  $\text{CO}_2$ ; 1 mol de  $\text{CO}_2$  / 44 g de  $\text{CO}_2$ , pódese ler:

**1 mol de  $\text{CO}_2$  por cada 44 g de  $\text{CO}_2$ .**

Se queremos pasar 92 g de  $\text{CO}_2$  a moles de  $\text{CO}_2$ , multiplicaremos 92 g por este factor de conversión.

$$92 \text{ g de } \cancel{\text{CO}_2} \times (1 \text{ mol de } \cancel{\text{CO}_2} / 44 \text{ g de } \cancel{\text{CO}_2}) = 2,1 \text{ moles de } \text{CO}_2.$$

**Exemplo 1.** Na seguinte reacción:  $\text{Ca} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$ , queremos calcular cuántos gramos de  $\text{CaCl}_2$  se obteñen a partir de 110 g de Ca.

En primeiro lugar, determinamos cuántas conversións temos que facer e escribimos os factores de conversión correspondentes.

Temos que pasar de gramos de Ca a moles de Ca. O factor de conversión é:  
1 mol de Ca / 40 g de Ca.

A continuación, teremos que pasar de moles de Ca a moles de  $\text{CaCl}_2$ . Neste caso dánola a reacción axustada e polo tanto, 1 mol de  $\text{CaCl}_2$  / 1 mol de Ca.

Agora debemos pasar de moles de  $\text{CaCl}_2$  a gramos de  $\text{CaCl}_2$ . O factor de conversión é 111 g de  $\text{CaCl}_2$  / 1 mol de  $\text{CaCl}_2$ .

**Como poderías comprobar, no numerador escríbese "ao que imos pasar" e no denominador "dende o que pasamos".**

Como último paso, multiplícase a cantidade da que partimos por todos os factores de conversión, simplificamos as unidades e obtemos o que pretendiamos calcular.

$$110 \text{ g Ca} \times \left( \frac{1 \text{ mol Ca}}{40 \text{ g Ca}} \right) \times \left( \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol Ca}} \right) \times \left( \frac{111 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} \right) = 305,25 \text{ g CaCl}_2$$

Como podes comprobar simplifícanse as unidades e ao final quedannos gramos de  $\text{CaCl}_2$ .

**Exemplo 2.** Se dispoñemos dunha disolución 0,8 M de HCl que volume desta disolución se necesitará para que reaccionen eses 110 g de Ca?

Vexamos qué factores de conversión teremos que utilizar neste caso:

- Gramos de Ca a moles de Ca:  $1 \text{ mol Ca} / 40 \text{ g Ca}$
- Moles de Ca a moles de HCl :  $2 \text{ moles HCl} / 1 \text{ mol Ca}$
- Moles de HCl a Vdisolución :  $1 \text{ L disolución} / 0,8 \text{ moles HCl}$

$$110 \text{ g Ca} \times \left( \frac{1 \text{ mol Ca}}{40 \text{ g Ca}} \right) \times \left( \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol Ca}} \right) \times \left( \frac{1 \text{ L disolución}}{0,8 \text{ moles HCl}} \right) = 6,875 \text{ L de disolución}$$

**Exemplo 3.** ¿Que volume de  $\text{H}_2$  se desprenderá nesta reacción se o medimos a 2 atm de presión e 27 °C de temperatura?

Temos que pasar de gramos de Ca ata moles de  $\text{H}_2$ , para logo aplicar a ecuación xeral dos gases e calcular o volume de gas  $\text{H}_2$ .

Utilizásenos os seguintes factores de conversión:

- Gramos de Ca a moles de Ca:  $1 \text{ mol Ca} / 40 \text{ g Ca}$
- Moles de Ca a moles de  $\text{H}_2$  :  $1 \text{ mol H}_2 / 1 \text{ mol Ca}$

$$110 \text{ g Ca} \times \left( \frac{1 \text{ mol Ca}}{40 \text{ g Ca}} \right) \times \left( \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Ca}} \right) = 2,75 \text{ moles de H}_2$$

Como podes comprobar simplifícanse as unidades e ao final quedannos moles de  $\text{H}_2$ .

$$P \cdot V = n R T \quad \longrightarrow \quad 2 \cdot V = 2,75 \cdot 0,082 \cdot 300 \quad \longrightarrow \quad V = 33,825 \text{ litros}$$