

UNIDADE 1. ESTEQUIOMETRÍA E FORMULACIÓN INORGÁNICA.

- 1. SUSTANCIA QUÍMICA. MASA ATÓMICA, MOLECULAR, MOL.**
- 2. COMPOSICIÓN CENTESIMAL DUN COMPOSTO**
- 3. DETERMINACIÓN DA FÓRMULA DUN COMPOSTO POR ANÁLISE ELEMENTAL: FÓRMULA EMPÍRICA E MOLECULAR.**
- 4. MESTURAS. MESTURAS HOMOXÉNEAS: MESTURAS DE GASES. DISOLUCIÓNS LÍQUIDAS.**
- 5. FORMAS DE EXPRESAR A CONCENTRACIÓN DAS DISOLUCIÓNS:**
 - 5.1. Porcentaxe en peso.
 - 5.2. Molaridade.
 - 5.3. Molalidade.
 - 5.4. Fracción molar.
- 6. COMPORTAMENTO DOS GASES EN CONDICIÓNS IDEAIS. ECUACIÓN DE ESTADO, LEI DE DALTON DAS PRESIÓNS PARCIAIS.**
 - 6.1. Gases ideais. Ecuación de estado
 - 6.2. Lei de Dalton das presións parciais.
- 7. DETERMINACIÓN DA MASA MOLECULAR DUN GAS A PARTIR DOS VALORES DE MAGNITUDES RELACIONADAS COA ECUACIÓN DE ESTADO.**
- 8. REACCIÓN QUÍMICA. ECUACIÓN QUÍMICA.**
 - 8.1. Ecuación química. Axuste de reaccións.
 - 8.2. Interpretación das reaccións químicas.
- 9. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS: REACTIVO LIMITANTE, REACCIÓNS NAS QUE PARTICIPAN GASES E/OU SUSTANCIAS EN DISOLUCIÓN, REACTIVOS CUN DETERMINADO GRAO DE PUREZA, RENDEMENTO DUNHA REACCIÓN.**
 - 9.1. Reactivo limitante
 - 9.2. Reaccións nas que participan gases e/ou sustancias en disolución.
 - 9.3. Reactivos cun determinado grao de pureza, rendemento dunha reacción.
- 10. EXERCIZOS PRÁCTICOS DO TEMA.**
- 11. ANEXO: REPASO DE FORMULACIÓN.**
 - 11.1. Hidruros
 - 11.2. Óxidos
 - 11.3. Hidróxidos
 - 11.4. Oxácidos
 - 11.5. Sales

1. SUSTANCIA QUÍMICA. MASA ATÓMICA, MOLECULAR, MOL.



Unha **sustancia química** é calquera materia cunha composición química definida. Un exemplo telo na auga H_2O , unha mostra dela ten as mesmas propiedades e **proporción de hidróxeno e osíxeno** sen importar se a collemos do mar, dun río, se está en estado líquido ou vapor (ver figura da esquerda).

- Unha sustancia que non pode descompoñerse por procedementos químicos é unha **sustancia simple**. Exemplos: ouro (Au), osíxeno (O_2), ozono (O_3), aluminio (Al), etc. Ozono, e osíxeno son sustancias simples diferentes dun mesmo **elemento**: osíxeno.
- Unha sustancia que pode descompoñerse por procedementos químicos é unha **sustancia composta**. Exemplos: auga (H_2O), sal de cociña (NaCl), etc.

O termo *elemento* fai referencia a unha mesma clase de átomos, todos con igual número de protóns no núcleo. Lembra que na **Táboa Periódica** están recollidos os diferentes elementos que podemos atopar na Natureza.

	1	2
1	1 H Hidrógeno 1.00794	Z A
2	3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.012182

Podes ver no extracto da táboa da esquerda:

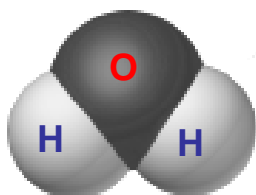
Z- N° atómico: número protóns do núcleo, no hidróxeno $Z=1$.
A- Masa atómica: suma de protóns e neutróns, no hidróxeno $A=1,00794$

Así todo átomo que contén 4 protóns no núcleo diremos que se trata de Berilio, sendo entón a súa masa atómica de acordo coa táboa de 9,012182, expresada en **uma** (unidades de masa atómica).

Lembrarás que é a uma:

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \text{ masa do átomo } ^{12}\text{C} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Fíxate que ^1H pesa 12 veces menos que $^{12}\text{C} = 1 \text{ uma}$



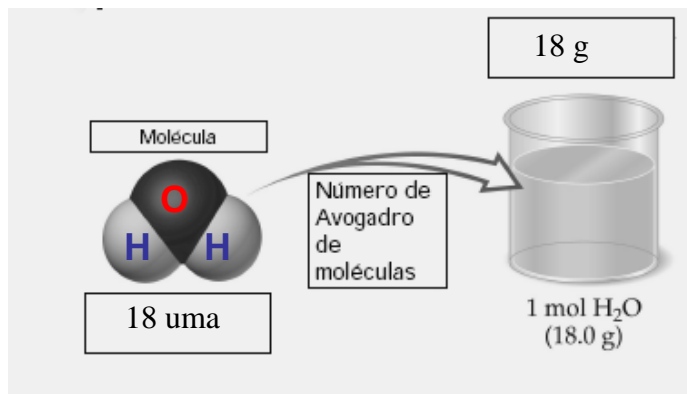
No caso de teren sustancias formada por moléculas (a entidade fundamental é unha asociación de átomos fortemente ligados) coma no caso da auga H_2O (ver fig.) calculamos a **masa molecular**:

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \text{ at H. } 1,00794 + 1 \text{ at O. } 15,9994 = 18,01528 \text{ uma} \cong 18 \text{ uma}$$

Número de Avogadro (N_A) é o número de átomos que hai en 12 g de ^{12}C e o seu valor é de $6.023 \cdot 10^{23}$

$$N_A = 6.023 \cdot 10^{23}$$

Mol é a cantidade de calquera sustancia que contén tantas unidades elementais como átomos de ^{12}C hay en 12 g de ^{12}C .

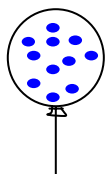


É dicir, mol é a cantidade de sustancia que contén o N_A de átomos, moléculas, ións..etc.

Exemplo: fig. esquerda auga :

	<u>Masa</u>
1 molécula.....	18 uma
1 mol.....	18 g

Fíxate no caso da auga: expresámola súa masa molecular que é de 18 uma en gramos e temos collido un mol de auga.



No caso do gas helio ($A = 4$ uma), gas que enche os globos dos nenos, este está formado –ver figura- por átomos. Entón:

$$1 \text{ mol de He} = 6.023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de helio} = 4 \text{ g de helio}$$

2. COMPOSICIÓN CENTESIMAL DUN COMPOSTO.

Esta magnitude especifica as porcentaxes en masa de cada un dos elementos presentes nun composto.

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{masa do elemento}}{\text{masa total composto}} \cdot 100$$

Exemplo : ácido sulfúrico : H_2SO_4 (Masas atómicas: H- 1 ; S-32 ; O-16)

Masa molecular = $2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98$ uma

1 mol de sulfúrico = 98 gramos \Rightarrow contén (2 mol átomos H, 1 mol at S, 4 mol at O)

$$\begin{cases} \text{H} = 2 \text{ mol} \times 1. \text{ g/mol} = 2 \text{ g} \\ \text{O} = 4 \text{ mol} \times 16 \text{ g/mol} = 64 \text{ g} \\ \text{S} = 1 \text{ mol} \times 32 \text{ g/mol} = 32 \text{ g} \end{cases}$$

$$\% \text{ H} = \frac{\text{masa do elemento}}{\text{masa total composto}} \cdot 100 = \frac{2}{98} \cdot 100 = 2,04 \% \text{ de H}$$

$$\% \text{ O} = \frac{64}{98} \cdot 100 = 65,3 \% \text{ de O}$$

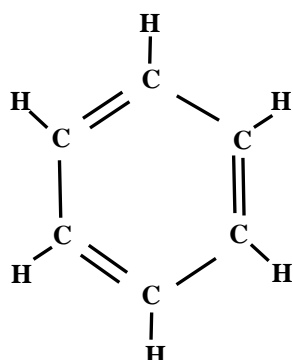
$$\% \text{ S} = \frac{32}{98} \cdot 100 = 32,65 \% \text{ de S}$$

3. DETERMINACIÓN DA FÓRMULA DUN COMPOSTO POR ANÁLISE ELEMENTAL: FÓRMULA EMPÍRICA E MOLECULAR.

É o caso inverso do apartado anterior. A partir da composición dun composto (que se pode obter coa axuda dun analizador elemental), é posible deducir a súa fórmula.

- A fórmula **empírica** mostra a mínima relación de números enteiros de átomos presentes nun composto, non é a fórmula real.

- A fórmula **molecular** mostra o número de átomos de cada elemento que constitúen un determinado composto. É a fórmula real.



Un exemplo témolo no benceno. A molécula desta sustancia –un hidrocarburo– está representada á esquerda.

Fórmula empírica do benceno = **C H**

Fórmula molecular do benceno = **C₆H₆**

Exercicio: O propileno é un hidrocarburo cunha masa molar de 42,00 g e contén 14,3% de H y 85,7% de C. Cal é a súa fórmula empírica? Cal é a súa fórmula molecular? Masas atómicas do H-1,01 ; C-12,01.

Paso 1: Tomamos como base 100 g para expresaren as porcentaxes en gramos.

Temos pois: 14,3 g de H e 85,7 g de C

Paso 2: Convertemos gramos a moles.

$$14,3 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol at H}}{1,01 \text{ g}} = 14,16 \text{ mol H}$$

$$85,7 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol at C}}{12,01 \text{ g}} = 7,14 \text{ mol C}$$

Paso 3: Dividir cada valor obtido no paso 2 entre o menor deles. Se os números obtidos son enteiros, usalos como subíndices para escribi-la fórmula empírica. Se os valores non son enteiros, multiplícaranse polo enteiro máis pequeno que dea por resultado outro enteiro.

$$H : \frac{14,6}{7,14} = 2,04$$

$$C : \frac{7,14}{7,14} = 1$$

Aproximámolos decimais .0 e .9 ao enteiro mais próximo $\Rightarrow 2,04 \approx 2$.

Fórmula empírica: CH₂

Paso 4: Obter a masa molar da fórmula empírica: dividir a masa real proporcionada como dato do problema entre a masa molar da fórmula empírica. O resultado debe ser enteiro o moi próximo a un enteiro.

$$\text{Masa molar fórmula empírica CH}_2 = 1 \cdot 12,01 + 2 \cdot 1,01 = 14,03$$

$$n = 42 / 14,03 = 2,993 \approx 3 \Rightarrow \text{Fórmula molecular: (CH}_2)_3 \text{ é dicir : C}_3\text{H}_6$$

4. MESTURAS. MESTURAS HOMOXÉNEAS: MESTURAS DE GASES. DISOLUCIÓNS LÍQUIDAS.

Cando dúas sustancias puras se mesturan e non se combinan quimicamente, aparece unha mestura.

As mesturas clasifícanse segundo:

- Mesturas heteroxéneas:** Non uniformes: pódese nalgúns casos observa-la descontinuidade a simple vista, por exemplo, area e auga.
- Mesturas homoxéneas:** Son totalmente uniformes e presentan iguais propiedades e composición en todo o sistema. Exemplos o aire; unha mestura de auga e azucre. Estas mesturas chámanse solucións.

Nas solucións distinguimos:

- **Disolvente:** Compoñente que se atopa en maior cantidade. Adoita ser o que dissolve ó soluto (ver fig.): na disolución azucarada a auga).
- **Soluto:** O outro compoñente: na disolución azucarada o azucre.



*Disolución
azucarada*

Estado da solución	Estado do disolvente	Estado do soluto	Exemplo
Gasoso	Gasoso	Gasoso	Aire
Líquido	Líquido	Gasoso	Osíxeno en auga
Líquido	Líquido	Líquido	Alcohol en auga
Líquido	Líquido	Sólido	Azucre en auga
Sólido	Sólido	Gasoso	Hidróxeno en Platino
Sólido	Sólido	Líquido	Mercurio en Prata
Sólido	Sólido	Sólido	Prata en Ouro (alíaxes)

Clasificacións das solucións

Segundo a clasificación anterior, o **aire** é unha solución gasosa que corresponde a unha mestura dun soluto –o gas osíxeno que se atopa nun 21%- nun disolvente –o gas nitróxeno que se atopa nun 78 %. Unha mestura de **azucre en auga** corresponde a una disolución líquida dun soluto sólido –o azucre- nun disolvente líquido a auga.

De acordo coa cantidade de soluto disolto en certa cantidade de disolvente, as solucións poden denominarse:

- Diluídas:** Pouca cantidade de soluto en gran cantidade de disolvente.
- Concentradas:** Gran proporción de soluto en relación ó disolvente.
- Saturadas:** Aquelas que conteñen a máxima cantidade de soluto posible disolta en certa cantidade de disolvente. Esa concentración chámase **solubilidad**.
- Sobresaturadas:** En certas situacións unha solución admite máis cantidade de soluto que a que é posible de acordo coa solubilidad a esa temperatura, corresponde a sobresaturada. Aínda que non é unha situación estable.

5. FORMAS DE EXPRESAR A CONCENTRACIÓN DAS DISOLUCIÓNS.

5.1. Porcentaxe en peso.

Expresa a masa en gramos de soluto disolta por cada cen gramos de disolución. O seu cálculo require considerar separadamente a masa do soluto e do disolvente:

$$\% \text{ en peso} = \frac{\text{masa do soluto}}{\text{masa da disolución}} \cdot 100$$

Exemplo: Botamos 12 gramos de azucre nun vaso de 200 cm³ de auga. Calcular a porcentaxe en peso. (Lembra que no caso da auga, por mor da densidade, 1 cm³ = 1 g)

$$\% \text{ en peso} = \frac{\text{masa do soluto}}{\text{masa da disolución}} \cdot 100 = \frac{12 \text{ g azucre}}{(200 \text{ g auga} + 12 \text{ g azucre})} \cdot 100 = 5,66 \%$$

5.2. Molaridade.

É a forma máis frecuente de expresa-la concentración das disolucións en química. Indica o número de moles de soluto disoltos por cada litro de disolución; represéntase pola letra **M**.

$$\text{Molaridade} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volume (L) disolución}} = \frac{\text{Masa do soluto} / \text{Peso molecular}}{\text{Volume (L) disolución}}$$

Exemplo: Disólvense 10 cm³ de sulfúrico H₂SO₄ (densidade 1,8 g/cm³) en 250 cm³ de auga. Calcular a molaridade. (Masas atómicas: H-1; S-32; O-16)

Masa soluto = Volume · densidade = 10 cm³ · 1,8 g/cm³ = 18 g de sulfúrico

Peso molecular soluto H₂SO₄ = 2·1+1·32+4·16 = 98 ⇒ 98 g é un mol

$$\text{Molaridade} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Volume (L) disoluc}} = \frac{\text{Masa soluto} / \text{Peso molec}}{\text{Volume (L) disolución}} = \frac{18 \text{ g} / 98 \text{ g/mol}}{(0,250 + 0,010)} = 0,71 \text{ mol/L}$$

5.3. Molalidade.

Indica o número de moles de soluto disoltos por kilogramo de disolvente; represéntase pola letra **m**.

$$\text{Molalidade} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg disolvente}} = \frac{\text{Masa do soluto} / \text{Peso molecular}}{\text{kg disolvente}}$$

Exemplo: Collámolo exemplo anterior no que se disolven 10 cm³ de sulfúrico H₂SO₄ (densidade 1,8 g/cm³) en 250 cm³ de auga. Calcular a molalidade.

$$\text{Molalidade} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg disolvente}} = \frac{\text{Masa soluto} / \text{Peso molec}}{\text{kg disolvente}} = \frac{18 \text{ g} / 98 \text{ g/mol}}{(0,250 \text{ kg auga})} = 0,73 \text{ mol/kg disolv}$$

5.3. Fracción molar.

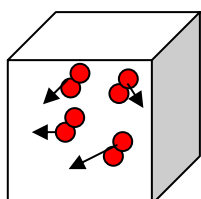
Indica o número de moles de soluto ou disolvente respecto ós moles totais; represéntase pola letra **x**. Sendo n o número de moles o seu cálculo é:

$$\text{fracción molar de } a : x_a = \frac{\text{moles } a}{\text{moles totais}} = \frac{n_a}{n_a + n_b + n_{c..}}$$

$$\text{No exemplo anterior para o sulfúrico: } x_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}_2\text{SO}_4} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{18/98}{18/98 + 250/18} = 0,013$$

6. COMPORTAMENTO DOS GASES EN CONDICIÓN IDEAIS. ECUACIÓN DE ESTADO. LEI DE DALTON DAS PRESIÓNS PARCIAIS.

6.1. Gases ideais. Ecuación de estado



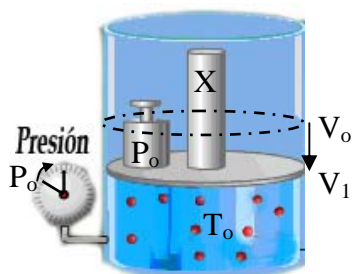
Moléculas
gas ideal

O gas ideal é unha aproximación dos gases reais:

Supoñemos para o gas ideal:

- As moléculas do gas teñen dimensións desprezables.
- Non existen forzas de atracción entre elas.
- Os choques contra as paredes son elásticos e orixinan a presión.
- A temperaturas e presións baixas os gases reais compórtanse como ideais.

Se imaxinamos un gas ideal sometido a unhas condicións de presión P , volume V e temperatura T iniciais : P_o , V_o , T_o . Podemos facer variacións das condicións iniciais e o engadir unha pesa X , a presión aumentará a P_1 e diminuíra o volume a V_1 . Poderíamos modificar a temperatura quentando, en xeral cúmprese a **ecuación xeral dos gases**:



$$\frac{P_o V_o}{T_o} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

Se cambia o número de moles n emprégase a **ecuación de estado** dos gases ideais:

p. $V = n.R.T$; onde: n -número moles

R é constante : $R = 0,082 \text{ atm.L}/(\text{K.mol}) = 8,314 \text{ J}/(\text{K.mol})$

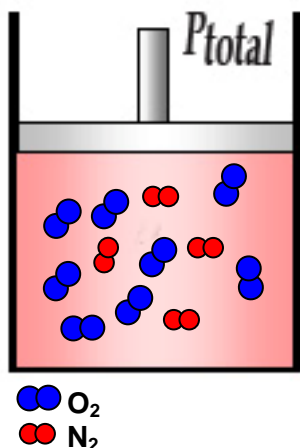
Exemplo: Calcular o volume ocupado por 40 g de gas He, se as pesas da figura superior exercen unha presión de 1,4 atmosferas e a temperatura é de 35 °C. (Masa atómica do Helio= 4)

O número de moles $n = m(g)/PM = 40/4 = 10$ moles He

Aplicámo-la ecuación de estado dos gases ideais, e ó despexar V temos:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{10 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm.L}/\text{K.mol} \cdot (273 + 35) \text{ K}}{1,4 \text{ atm}} = 180,4 \text{ L}$$

6.2. Lei de Dalton das presións parciais.



Na figura da esquerda podes apreciar que nunha mestura de gases osíxeno e nitróxeno, cada gas se distribúe polo espazo de modo uniforme, como se non houbera outros gases, e as súas moléculas exercen unha presión contras as paredes do recipiente como se estiveran soas.

Dalton, de acordo co anteriormente descrito enunciou a **Lei das presións parciais**: «nunha mestura de gases, a presión total exercida polos mesmos é a suma das presións que cada gas exercería se estivera só nas mesmas condicións».

Se varios gases A, B e C, se colocan nun recipiente, acaban formando una mestura homoxénea. A presión que cada gas exerce individualmente nunha mestura se denomina **presión parcial**. A lei de Dalton das presións parciais exprésase como:

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + P_C + \dots = P_{\text{total}} \cdot x_A + P_{\text{total}} \cdot x_B + P_{\text{total}} \cdot x_C + \dots ; x_A - \text{fracción molar A}$$

Tanto a mestura dos gases como cada compoñente individual cumpren a ecuación dos gases ideais ou perfectos:

$$P_{\text{total}} \cdot V = (n_A + n_B + n_C + \dots) \cdot R \cdot T$$

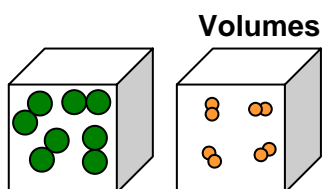
Exemplo: Se temos 2 litros de hidróxeno húmido a 20 °C, cal é a presión que exerce o hidróxeno se a presión da mestura é de 1 atmosfera ou 760 mm de mercurio. Datos da presión de vapor da auga: 15°C-12,8 mm ; 20°C-17,5 mm; 25 °C-23,8 mm.

Os 2 L = Volume ocupado hidróxeno + Volume ocupado vapor auga

760 mm = Presión hidróxeno + Presión vapor auga (20° C)

Entón: Presión hidróxeno= 760 mm- P_{vapor auga} = 760 mm- 17,5 mm= 742,5 mm Hg

7. DETERMINACIÓN DA MASA MOLECULAR DUN GAS A PARTIR DOS VALORES DE MAGNITUDES RELACIONADAS COA ECUACIÓN DE ESTADO.



A **B**
 $M_A > M_B$
 $\text{densidade}_A > \text{densidade}_B$

Volumes iguais de gases diferentes conteñen o **mesmo número de moléculas** nas mesmas condicións de **presión e temperatura**. Mantendo constantes estas condicións, vese na figura da esquerda que as masas de idénticos volumes de gases deben ser proporcionais as masas das moléculas que os forman. Cúmprese:

$$\frac{\text{densidade gas A}}{\text{densidade gas B}} = \frac{\text{Masa molecular gas A}}{\text{Masa molecular gas B}}$$

Se por exemplo a masa molecular do gas A é 3 veces maior que B, a densidade do gas A será triplo que a de B.

Coñecidas a presión, o volume e a temperatura na que se atopa un gas, pode deducirse a masa molecular, a densidade do gas ou a masa dunha mostra:

$$n = \frac{\text{Masa do gas}}{\text{Masa molecular gas}} = \frac{m(g)}{M}$$

Substituíndo na ecuación dos gases ideais:

$$PV = \frac{m(g).RT}{M} \Rightarrow M = \frac{m(g).RT}{PV}$$

De igual forma, pódese achala densidade dun gas:

$$d = \frac{m(g)}{V} = \frac{P.M}{RT}$$

Exemplo: Calcula a densidade do gas osíxeno O₂ en condicións normais (é dicir, a 0 °C e 1 atmosfera). (Masa atómica do O-16)

$$d = \frac{m(g)}{V} = \frac{P.M}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}/(\text{K} \cdot \text{mol}) \cdot 273 \text{ K}} = 1,43 \text{ g/L}$$

8. REACCIÓN QUÍMICA. ECUACIÓN QUÍMICA.

8.1. Ecuación química. Axuste de reaccións.

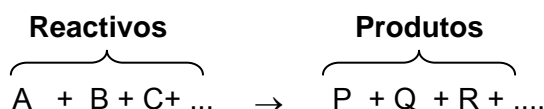


Un sistema formado por un ou varios compoñentes experimenta unha **reacción química** cando ó pasar dun estado inicial a un final se **modifica a natureza dos compoñentes**. Un exemplo é a combustión dun misto:



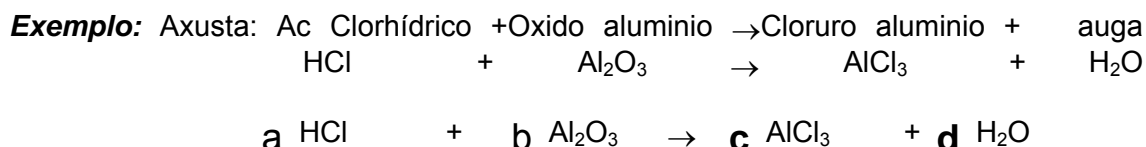
Se o misto, sen queimar, o tirases ó chan, ou partido pola metade, os cambios terían sido tan só accidentais e teríamos un cambio físico.

As reaccións se representan mediante unha **ecuación química**:



As sustancias iniciais de partida A, B, C chámanse reactivos, e o que se obtén P, Q, R produtos; entre eles a frecha representa a transformación química.

Dado que en toda reacción química se conserva la masa, de acordo coa Lei de Lavoisier, en cada membro da ecuación haberá o mesmo número de átomos de cada elemento constitutivo das substancias. Isto significa, que hai que **axustar cuns coeficientes** o número de entidades que participan na reacción.



Facemos un balance para cada átomo:

$$\left. \begin{array}{l} \text{H} \Rightarrow a = 2d \\ \text{Cl} \Rightarrow a = 3c \\ \text{Al} \Rightarrow 2b = c \\ \text{O} \Rightarrow 3b = d \end{array} \right\}$$

Agora imos dar un valor calquera a un coeficiente, por exemplo **c = 1**;

Resolvémo-lo sistema e temos: **b = 1/2 ; d = 3/2 ; a = 3**

A ecuación queda, ó substituír: $3 \text{ HCl} + 1/2 \text{ Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3/2 \text{ H}_2\text{O}$

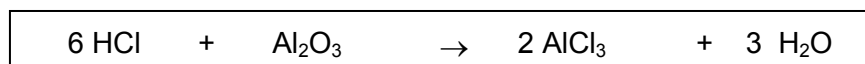
Multiplicando por 2 para evitar fraccións: $6 \text{ HCl} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{ AlCl}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O}$

8.2. Interpretación das reaccións químicas.

Vexamos o exemplo anterior da reacción do ácido clorhídrico e óxido de aluminio. As masas atómicas do H=1; Cl= 35,5 ; Al= 27 ; O= 16 (Táboa Periódica)

Lembra :1 mol = Número Avogadro (moléculas, átomos, ións..)= $6,023 \cdot 10^{23}$ entidades

A reacción:



se interpreta \Rightarrow **6** moléculas e **1** molécula dan **2** moléculas e **3** moléculas

se x N_A (Nº Avogadro): **6** moles e **1** mol dan **2** moles e **3** moles
como (1 mol= M (g)) $6 \cdot (1+35,5) \text{ g} + 1 \cdot (2 \cdot 27 + 3 \cdot 16) \text{ g} = 2 \cdot (27 + 3 \cdot 35,5) \text{ g} + 3 \cdot (2 + 16) \text{ g}$

$$6 \cdot 36,5 \text{ g} + 1 \cdot 102 \text{ g} = 2 \cdot 133,5 \text{ g} + 3 \cdot 18 \text{ g}$$

$$\underbrace{219 \text{ g HCl} + 102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}_{321 \text{ g}} = \underbrace{267 \text{ g AlCl}_3 + 54 \text{ g H}_2\text{O}}_{321 \text{ g}}$$

Conservación masa : 321 g = 321 g

9. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS: REACTIVO LIMITANTE, REACCIÓN NAS QUE PARTICIPAN GASES E/OU SUSTANCIAS EN DISOLUCIÓN, REACTIVOS CUN DETERMINADO GRAO DE PUREZA, RENDEMENTO DUNHA REACCIÓN.

9.1. Reactivo limitante.

A extensión dunha reacción pódese ver limitada pola cantidade dun dos reactivos. O reactivo que está en menor proporción respecto os outros chámase **reactivo limitante**.

Exemplo: Indica o reactivo limitante na reacción seguinte: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$, se reaccionan 10 moles de hidróxeno e 10 moles de osíxeno.

-Probamos cos 10 moles de osíxeno, de acordo coa estequiometría:

$$10 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 20 \text{ mol H}_2$$

Vemos que necesitamos 20 moles de hidróxeno, pero tan só dispomos de 10, iso significa:

- O **hidróxeno** é o reactivo **limitante**: reaccionarán os 10 moles H_2 .
- O osíxeno é o reactivo en exceso: reaccionarán 5 moles O_2 , e 5 non reaccionan.

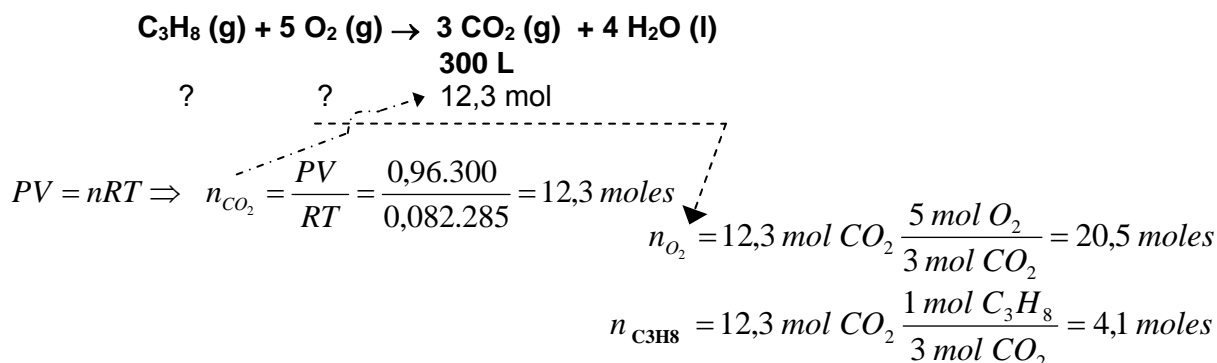
9.2. Reaccións nas que participan gases e/ou sustancias en disolución.

Vexamos un **exemplo**:

Por combustión de propano C_3H_8 con suficiente cantidade de osíxeno obtéñense 300 L de CO_2 medidos a 0,96 atm e 285 K. Calcular: a) O número de moles C_3H_8 , CO_2 e osíxeno que interveñen na reacción. b) Masa (en g) de propano que reaccionou. c) Volume de osíxeno (en L) necesario para a combustión, medido a 1,2 atm e 42 °C. d) Volume de aire necesario, en condicións normais, supondo que a composición volumétrica do aire é 20% de osíxeno e 80% de nitróxeno.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masa atómica C-12; H-1.

a) Escribir a reacción química e axustala. Calcular o número de moles iniciais CO_2 :



b) Masa de propano se coñecemos os moles consumidos do mesmo:

$$4,1 \text{ mol } C_3H_8 \cdot \frac{44 \text{ g}}{1 \text{ mol } C_3H_8} = 180,4 \text{ g}$$

c) No apartado a) calculamos os moles de osíxeno, aplicamos a ecuación dos gases ideais:

$$PV = nRT \Rightarrow V_{O_2} = \frac{nRT}{P} = \frac{20,5 \cdot 0,082 \cdot (273 + 42)}{1,2} = 441,3 \text{ litros } O_2$$

d) Co dato da composición do aire, en L é : 100 L aire = 80 L N₂ + 20 L O₂

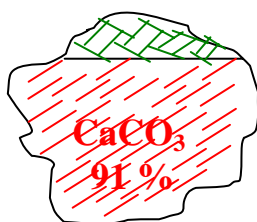
Polo que:

$$441,3 \text{ L de } O_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{20 \text{ L } O_2} = 2206,5 \text{ L aire necesario (1,2 atm, 42° C)}$$

Como piden en condicións normais (P= 1 atm, T= 273 K), utilizamos a ecuación xeral dos gases:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1,2 \cdot 2195,5}{(273 + 42)} = \frac{1 \cdot V_2}{273} \Rightarrow V_2 = 2283,3 \text{ L de } CO_2$$

9.3. Reactivos cun determinado grao de pureza, rendemento dunha reacción.



pedra calcaria

Fíxate na figura da esquerda, podes ver que o compoñente maioritario da pedra calcaria é o carbonato de calcio. Neste exemplo o reactivo atópase nunha alta porcentaxe, e dicimos que ten un **grao de pureza** do 91 %, o resto son outros compoñentes que non participan na reacción química.

Por outra banda, a cantidade de produto que se obtén nunha reacción química, é menor que a cantidade teórica predita pola ecuación balanceada, isto obriga a falar de **rendemento** da reacción segundo:

$$\text{rendemento \%} = \frac{\text{cantidade real obtida produto}}{\text{cantidade teórica predita produto}} \cdot 100$$

Exemplo: Ó quecer 78 g de pedra calcaria dun 94 % de riqueza descomponse en óxido de calcio CaO e dióxido de carbono cun rendemento do 87 %. Calcular os gramos de CaO que se obterán. (M.at. Ca-40, C-12, O-16)

1º Escribimos e axustamos a reacción: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

2º Calculamos o CaCO_3 presente na calcaria de acordo co grao de pureza:

$$78 \text{ g calcaria} \cdot \frac{94 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g calcaria}} = 73,3 \text{ g CaCO}_3$$

3º Achar os gramos de CaO teóricos segundo a estequiometría da reacción:

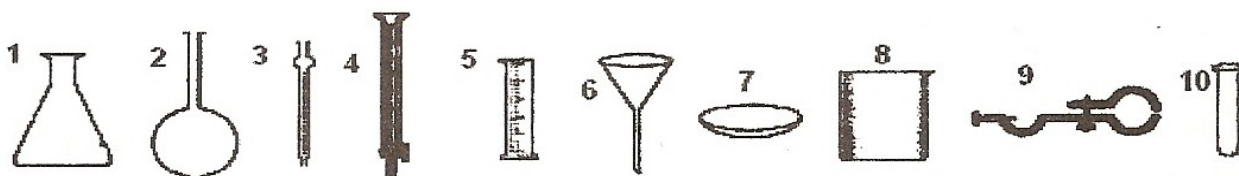
$$73,3 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO teórico}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{56 \text{ g CaO teóricos}}{1 \text{ mol CaO teórico}} = 41,0 \text{ g CaO teóricos}$$

4º Resolución final tendo en conta o rendemento (por cada 100 teóricos realmente se obteñen 87 unidades de produto):

$$41,0 \text{ g CaO teóricos} \cdot \frac{87 \text{ g CaO reales}}{100 \text{ g CaO teóricos}} = 35,7 \text{ g CaO reales}$$

10. Exercizos prácticos do tema

Exercizo 1: Nome o material de laboratorio que se mostra na figura, indicando brevemente para que se emprega no laboratorio.



Solución:

1. Matraz erlenmeyer: conter líquidos ou disolucións, p. ex. nas valoracións ácido-base.
2. Balón de fondo redondo: destilación.
3. Pipeta: medida de volumes de líquidos ou disolucións, p. ex. nas valoracións ácido-base.
4. Bureta: medida de volumes de líquidos ou disolucións, p. ex. nas valoracións ácido-base.
5. Probeta: medida de volumes de líquidos ou disolucións, p. ex. na práctica de dilución.
6. Embude: soportar un filtro, p. ex. na filtración.
7. Vidro de reloxo: pesada de sólidos, , p. ex. na práctica de medida da calor de disolución.
8. Vaso de precipitados: conter líquidos ou disolucións. (Non se usa para medir), P. ex. na práctica de precipitación.
9. Noz con pinza: para suxeitar obxectos, p. ex. buretas nas valoracións.
10. Tubo de ensaio: conter pequenos volumes de líquidos ou disolucións e facer probas, p. ex. Disolución de precipitados.

Exercicio 2: Deséxase preparar 1 L dunha disolución 1 M de hidróxido de sodio (NaOH) a partir do produto comercial no que se indica que a pureza é do 98%. Indique o procedemento a seguir, describa o material a utilizar e determine os gramos de produto comercial que se deben tomar. (Masa atómica: Na-23, O-16, H-1)

Solución:

Cálculos: Supondo 2 cifras significativas. (D significa disolución)

En 1,0 L de disolución 1,0 M de NaOH hai

$$n(\text{NaOH}) = \frac{1 \text{ mol NaOH}}{\text{dm}^3 \text{ D}} \cdot 1 \text{ dm}^3 \text{ D} = 1,0 \text{ mol NaOH}$$

que pesan:

$$m(\text{NaOH}) = 1,0 \text{ mol NaOH} \frac{40 \text{ g NaOH}}{1,0 \text{ mol NaOH}} = 40 \text{ g NaOH}$$

O produto comercial ten unha pureza do 98%, polo que habería que pesar:

$$m(\text{comercial}) = 40 \text{ [g NaOH]} \cdot$$

$$m(\text{comercial}) = 40 \text{ g NaOH} \frac{100 \text{ g NaOH comercial}}{98 \text{ g NaOH}} = 41 \text{ g NaOH comercial}$$

Como a concentración da disolución é aproximada (o hidróxido de sodio no aire se hidrata rapidamente e se carbonata en parte, polo que a súa masa sempre será aproximada), utilízase material de medida non demasiado preciso.

Procedemento:

Nun vaso de precipitados de 1 000 cm³ vértese máis da metade de auga.

Nunha balanza granataria se tara un vidro de reloxo e pésanse 41 g de hidróxido de sodio comercial do 98%, procurando que non entre en contacto coa pel (é cáustico) e usando unha espátula para manexar a sustancia.

Envórcase o vidro de reloxo sobre a auga do vaso de precipitados e se enxauga o vidro cun frasco lavador. Axítase cunha varíña de vidro o contido do vaso de precipitados ata que se completa a disolución.

Vértese nunha probeta de 1 L e engádese auga ata completar o volume, procurando que o menisco do líquido estea enrasado coa liña de 1 000 cm³.

Pásase a disolución obtida a unha frasco de 1 L, tápase e se voltea varias veces para homoxeneizar. Se etiqueta o frasco con NaOH 1 M e a data. Lávase a probeta de 1 L.

Material: Probeta de 1 000 cm³ (1), balanza granataria, vidro de reloxo (1), espátula (1), vaso de precipitados de 1 000 cm³ (1), varíña de vidro (1), frasco lavador (1), frasco de 1 L con tapón (1) e etiquetas.

+ Probeta: cilindro graduado con base, para medir volumes de líquidos/disolucións de forma aproximada.

+ Vidro de reloxo: casquete esférico de vidro, para evitar que os produtos químicos toquen os pratos da balanza.

+ Espátula: especie de culleriña metálica para tomar cantidades de produtos químicos.

+ Vaso de precipitados: vaso de vidro colector de líquidos/disolucións.

Exercicio 3: Dispomos de ácido clorhídrico comercial (riqueza 36% en peso e densidade = 1,2 g/cm³) e desexamos preparar 500 cm³ dunha disolución de de ácido clorhídrico 0,1 M. Explique detalladamente o procedemento, material e cálculos correspondentes.

Solución:

Cálculos: En 500 cm³ (= 0,500 dm³ ou L) de disolución 0,1 M de HCl hai

$$n(\text{HCl}) = \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{\text{dm}^3 \text{ D}} \cdot 0,5 \text{ dm}^3 \text{ D} = 0,05 \text{ mol HCl}$$

que deben estar contidos no volume V de clorhídrico comercial que hai que medir.



$$V = 0,050 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g D}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,2 \text{ g D}} = 4,2 \text{ cm}^3 \text{ D (disolución HCl comercial)}$$

Se aceptamos as cifras significativas do dato, a concentración da disolución é aproximada (0,1 M enténdese que é 0,1 ± 0,1 M), e utilizaríase material de medida non demasiado preciso.

Procedemento para concentración aproximada:

Mídense 4 cm³ de disolución de clorhídrico comercial nunha probeta de 10 cm³, vértense noutra probeta de 500 cm³ e complétase con auga ata os 500 cm³, procurando que ó menisco do líquido en ambos os casos estea enrasado coa liña de medición.

O contido anterior pásase a un frasco con tapa, tápase, se voltea varias veces e se etiqueta: HCl 0,1 M e a data)

Material: Probetas de 10 cm³ (1) e de 500 cm³ (1), frasco con tapa e etiquetas.

Se, doutra banda, supomos que os datos son máis precisos do que parecen, para preparar unha disolución 0,100 M, o material sería de máis precisión e o procedemento sería outro.

Procedemento para concentración exacta:

Cunha pipeta graduada de 10 mL, aspirando cunha pera de goma ou un pipeteador, (¡nunca coa boca!), mídense 4,2 mL. Baléirase a pipeta nun matraz aforado de 500 cm³ con auga ata a metade, e énchese o matraz aforado con auga ata cerca do enrase. As últimas pingas engádense cun contagotas ata que a parte inferior do menisco estea á altura da liña de enrase. Tápase o matraz aforado e se voltea varias veces para homoxeneizar. O contido pásase a un frasco e se etiqueta: HCl 0,100 M e a data).

Material: Pipeta graduada de 10 mL con pera de goma ou pipeteador (1), matraz aforado de 500 cm³ (1), contagotas, frasco con tapa e etiquetas.

Exercicio 4: Describe como se prepararía unha disolución 6 M de ácido nítrico [trioxonitrato(V) de hidróxeno] se se dispón dun ácido comercial de 1,42 g/cm³ de densidade e do 69,5% de riqueza en peso. Describe todo o material necesario e as precaucións necesarias para preparar 100 mL de devandita disolución.

Solución:

Cálculos: En 100 mL = 0,1 L de disolución 6 M de HNO₃ hai

$$n(\text{HNO}_3) = \frac{6 \text{ mol HNO}_3}{L D} \cdot 0,1 L D = 0,6 \text{ mol HNO}_3$$

que deben estar contidos no volume V de ácido nítrico comercial que hai que medir.

$$V = 0,6 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g D}}{69,5 \text{ g HNO}_3 l} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 D}{1,42 \text{ g D}} = 38 \text{ cm}^3 D \text{ (disolución HNO}_3 \text{ comercial)}$$

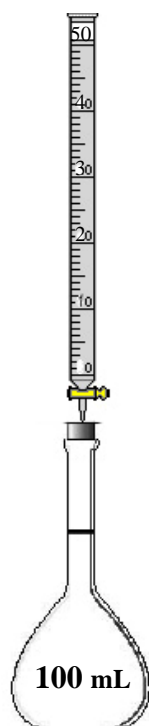
Como a concentración da disolución é aproximada (6 M enténdese que é 6 ± 1 M), utilízase material de medida non demasiado preciso.

Procedemento para concentración aproximada: Mídense 38 cm³ de disolución de nítrico comercial nunha probeta de 50 cm³, vértense noutra probeta de 100 cm³ e complétase con auga ata os 100 cm³, procurando que o menisco do líquido en ambos os casos estea enrasado coa liña de medición.

Material: Dous probetas: unha de 50 cm³ e outra de 100 cm³.

Se se supón que a concentración é exacta (debería por 6,00 M), o cálculo con 3 cifras significativas dá un volumen de 38,3 cm³ de disolución comercial.

Procedemento para concentración exacta: Mídense 38,3 cm³ de disolución de nítrico comercial nunha bureta de 50 cm³. Para iso bótase o ácido nítrico comercial nun vaso de precipitados, péchase a chave da bureta e énchese a bureta ata arriba, por encima da marca do 0. Colócase o vaso debaixo da bureta e ábrese a chave ata que o nivel do ácido estea no 38,3, comprobando que todo o pico da bureta está cheo de líquido. Colócase baixo a bureta un matraz aforado (ver figura da esquerda) de 100 cm³ que conteña aproximadamente a metade de auga. Ábrese a chave e déixase caer o ácido ata que o ácido na bureta atópese na marca de 0. Complétase o matraz aforado con auga ata os 100 cm³, procurando que o menisco do líquido en ambos os casos estea enrasado coa liña de medición. Tápase o matraz aforado e invístese varias veces para homoxeneizar.



Material: Bureta de 50 cm³ (con base e variña soporte e pinzas para bureta) e matraz aforado de 100 cm³, e vaso de precipitados.

Descrición do material:

+ Probeta: tubo cilíndrico graduado con base de apoio. Un vaso de precipitados ten o aspecto dun vaso de fondo plano.

+ Bureta: tubo graduado para medir volumes de líquidos, cun chave. Suxéitase cunhas pinzas mediante unha noz á variña metálica apoiada nunha base metálica.

+ Matraz aforado: unha especie de botella cun pescozo longo e estreito cunha marca do aforamento.

Precaucións: O ácido nítrico debe manexarse con coidado porque é corrosivo. Se cae ácido sobre a pel debe lavarse con auga abundante e xabón (que é básico e neutraliza o ácido). Deben empregarse lentes de seguridade.

Non debe engadirse a auga sobre o ácido, senón o ácido sobre a auga, para evitar quecemento que poida eyectar o ácido.

11. Anexo: repaso de formulación

Lembras do curso pasado que para formular e nomear débense memorizar os símbolos e estados de oxidación dos elementos, os distintos tipos de substancias (hidruros, óxidos...) e os ácidos representativos. 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.

11.1. Hidruros.

Son as combinacións dos distintos elementos co hidróxeno. Distinguimos 3 tipos:

a) Hidruros metálicos

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
PbH ₄	Tetrahidruro de chumbo	Hidruro de chumbo (IV)	Hidruro plúmbico

b.1) Hidruros de non metais: nitroxenoideos e carbonoideos

FÓRMULA

NH₃
PH₃
AsH₃
SbH₃
CH₄
SiH₄
BH₃

Tres nomenclaturas

Hidruro de nitróxeno
Hidruro de fósforo
Hidruro de arsénico
Hidruro de antimonio
Hidruro de carbono
Hidruro de silicio
Hidruro de boro

Nomenclatura tradicional

Amoníaco
Fosfamina ou fosfina
Arsenamina ou arsina
Estibamina ou estibina
Metano
Silano
Borano

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

FÓRMULA

HF
HCl
H₂S
HCN

Tres nomenclaturas

Fluoruro de hidróxeno
Cloruro de hidróxeno
Sulfuro de hidróxeno
Cianuro de hidróxeno

Nomenclatura tradicional

Ácido fluorhídrico
Ácido clorhídrico
Ácido sulfhídrico
Ácido cianhídrico

11.2. Óxidos.

Son as combinacións dos distintos elementos co osíxeno. Distinguimos 3 tipos:

a) Óxidos metálicos

FÓRMULA	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura Tradicional
Na ₂ O	(Mon)óxido de (di)sodio	Óxido de sodio <u>(I)</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	Monóxido de mercurio	Óxido de mercurio (II)	Óxido mercúrico

b) Óxidos de non-metais

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 ₂	Dióxido de xofre	Óxido de xofre (IV)	Anhídrido sulfuroso

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**).

FÓRMULA

Na₂O₂
Fe₂(O₂)₃=Fe₂O₆
Ca₂(O₂)₂ = CaO₂

Nome

Peróxido sódico ou de sodio
Peróxido férrico ou de ferro (III)
Peróxido cálcico ou de calcio

11.3. Hidróxidos.

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

(Óxido sódico) Na₂O + H₂O → Na₂O₂H₂ → 2NaOH (hidróxido sódico)

Fíxate para a súa construción o número de oxidación do OH é (-1), así:

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

11.4. Oxácidos.

Poden obterse mediante a reacción dun óxido dun non-metal con auga. Ex.:(Anhídrido nítrico) N₂O₅ + H₂O → N₂O₆H₂ → 2HNO₃ (ácido nítrico), outro exemplo sería (Anhídrido fosfórico) P₂O₅ + 3H₂O → P₂O₈H₆ → 2H₃PO₄ (ácido fosfórico)

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)

Exemplo do modelo primeiro HNO_3 :

HClO_3	ácido clórico	(=F, Cl, Br, I)
HClO_2	ácido cloroso	(=F, Cl, Br, I)
HClO	ácido hipocloroso	(=F, Cl, Br, I)
HClO_4	ácido perclórico	(=F, Cl, Br, I)

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_2SO_4	Tetraoxosulfato de dihidróxeno	Tetraoxosulfato (VI) de hidróxeno	Ácido tetraoxosulfúrico	Ácido tetraoxosulfúrico(VI)

11.5. Sales.

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.

exemplos:

FÓRMULA	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura Tradicional
NaCl	(Mono)cloruro de sodio	Cloruro de sodio Cl^-	Cloruro sódico ou de sodio
CrS	Monosulfuro de cromo	Sulfuro de cromo (II)	Sulfuro cromoso
Cr_2S_3	Trisulfuro de dicromo	Sulfuro de cromo (III)	Sulfuro crómico
CoI_3	Tribromuro de cobalto	Bromuro de cobalto (III)	Bromuro cobáltico

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 anións 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)

FÓRMULA	ÁCIDO DO QUE DERIVA	NOME
AgClO	Derivado do ácido HClO (Ac. <u>Hipocloroso</u>)	<u>Hipoclorito</u> arxéntico
Ca(ClO ₂) ₂	Derivado do ácido HClO ₂ (Ac. <u>cloroso</u>)	<u>Clorito</u> de calcio (II)
Sn(ClO ₃) ₄	Derivado do ácido HClO ₃ (Ac. <u>clórico</u>)	<u>Clorato</u> estánnico
Al ₂ (TeO ₃) ₃	Derivado do ácido H ₂ TeO ₃ (Ac. <u>teluroso</u>)	Telurito de aluminio
Cd ₃ (PO ₄) ₂	Derivado do ácido H ₃ PO ₄ (Ac. <u>fosfórico</u>)	Fosfato de cadmio

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 anións cos prefixos bis, tris ... Exemplos:

Fórmula	Nomes sistemáticos	
Fe(NO ₃) ₃	Tris(trioxonitrato) de ferro	Trioxonitrato(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)