



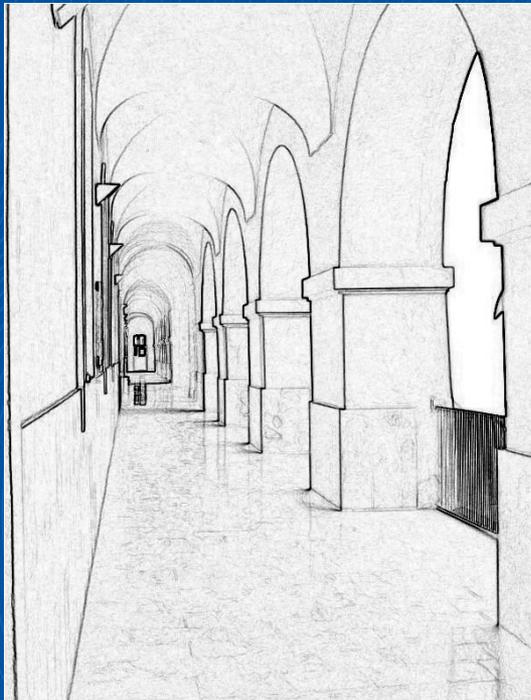
Universidad  
Politécnica  
de Cartagena

[www.upct.es](http://www.upct.es)



Universidad  
Politécnica  
de Cartagena

# Química General



## Tema 5

### Estequiometría y Reacciones Químicas



# Índice

## **1.- INTRODUCCIÓN.-LOS CÁLCULOS EN QUÍMICA**

## **2.- REACCIONES QUÍMICAS**

**2.1- INTERPRETACIÓN MACROSCÓPICA (relación en moles)**

**2.2.- INTERPRETACIÓN MACROSCÓPICA (relación en masas)**

**2.3.- INTERPRETACIÓN MACROSCÓPICA (relación en volúmenes)**

## **3.- CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS**

**3.1.- CÁLCULOS CON MASAS**

**3.2.- CÁLCULOS CON EQUIVALENTES GRAMO**

**3.3.- REACTIVOS CON IMPUREZAS**

**3.4.- CÁLCULOS EN REACCIONES SUCESIVAS**

## **4.- ESTEQUIOMETRÍA VOLUMÉTRICA**

## **5.- CÁLCULOS CON REACTIVO LIMITANTE**

## **6.- CÁLCULOS CON REACTIVOS EN DISOLUCIÓN**

## **7.- RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS**

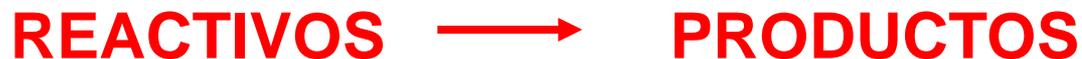


# INTRODUCCIÓN.-LOS CÁLCULOS EN QUÍMICA

## REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS



Una ecuación química indica de forma simbólica los cambios que tienen lugar en una reacción química. Presentan la siguiente forma:





# INTRODUCCIÓN.-LOS CÁLCULOS EN QUÍMICA

En toda reacción química se cumple el *principio de conservación de la masa* y el *principio de conservación de las cargas eléctricas*, para ello, la reacción química debe estar **AJUSTADA**

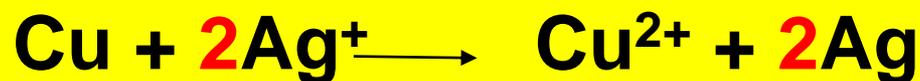
*Una ecuación química está ajustada si se conserva el n° de átomos en los dos miembros de la ecuación. Para ajustarla se utilizan los coeficientes estequiométricos*





# INTRODUCCIÓN.-LOS CÁLCULOS EN QUÍMICA

Si intervienen iones, deben ajustarse de forma que la carga neta sea la misma en los dos miembros



**ECUACIÓN  
QUÍMICA**

permite conocer las sustancias que intervienen en el proceso químico y la proporción en la que lo hacen



# REACCIONES QUÍMICAS

FÓRMULAS

indican cuáles han sido los reactivos y qué productos se han formado

COEFICIENTES ESTEQUIOMÉTRICOS

señalan la proporción en que las sustancias han participado

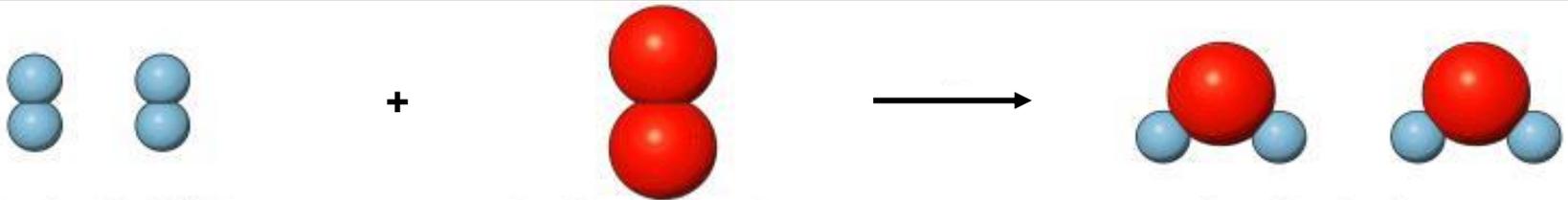




# REACCIONES QUÍMICAS

## INFORMACIÓN QUE PROPORCIONAN LOS COEFICIENTES ESTEQUIOMÉTRICOS.

Los coeficientes estequiométricos indican el número de átomos de cada elemento y el número de moléculas de cada compuesto que intervienen en la reacción.



2 moléculas de  
hidrógeno

1 molécula de  
oxígeno

2 moléculas  
de agua

*Los coeficientes estequiométricos de una ecuación química ajustada informan de la proporción entre átomos y moléculas de reactivos y productos*



# REACCIONES QUÍMICAS

## INTERPRETACIÓN MACROSCÓPICA (relación en moles)

Los coeficientes estequiométricos informan sobre el número de moles de cada elemento y de cada compuesto que intervienen en la reacción.



2 moléculas de CO    1 molécula de O<sub>2</sub>    2 moléculas de CO<sub>2</sub>

20 moléculas de CO

10 moléculas de O<sub>2</sub>

20 moléculas de CO<sub>2</sub>

$$2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$6,02 \cdot 10^{23}$$

$$2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$$

moléculas de CO

moléculas de O<sub>2</sub>

moléculas de CO<sub>2</sub>

**2 moles de CO**

**1 mol de O<sub>2</sub>**

**2 moles de CO<sub>2</sub>**

*Los coeficientes estequiométricos de una ecuación química ajustada informan de la proporción entre moles de reactivos y productos*



# REACCIONES QUÍMICAS

## INTERPRETACIÓN MACROSCÓPICA (relación en masas)

A partir de las masas atómicas de los elementos que intervienen en la reacción, se puede establecer la relación entre las masas de los reactivos y de los productos



Conociendo las masas atómicas (H = 1,01 u y N = 14,01 u), se determinan las masas moleculares: H<sub>2</sub> = 2,02 u; N<sub>2</sub> = 28,02 u; NH<sub>3</sub> = 17,04 u

1 mol de N <sub>2</sub>	3 moles de H <sub>2</sub>	2 moles de NH <sub>3</sub>
28,02 g de N <sub>2</sub>	3 · 2,02 = 6,06 g de H <sub>2</sub>	2 x 17,04 = 34,08 g de NH <sub>3</sub>

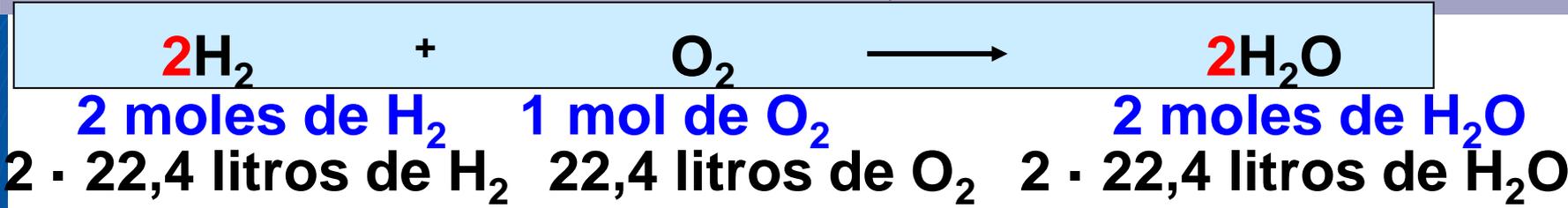
*Los coeficientes estequiométricos de una ecuación química ajustada informan de la proporción entre gramos de reactivos y productos*



# REACCIONES QUÍMICAS

## INTERPRETACIÓN MACROSCÓPICA (relación en volúmenes)

Si en la reacción intervienen gases en c.n. de presión y temperatura, 1 mol de cualquiera de ellos ocupará un volumen de 22,4 litros



**Los coeficientes estequiométricos de una ecuación química ajustada en la que intervienen gases, informan de la proporción entre volúmenes de reactivos y productos**



# CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

## CÁLCULOS CON MASAS

Conocida la masa de un reactivo o de un producto, pueden calcularse el resto de las masas que intervienen en la reacción

**Ejemplo:** En la descomposición del clorato de potasio se obtiene cloruro de potasio y oxígeno ¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen a partir de 1 kg de clorato?



$$\frac{122,45 \text{ g de KClO}_3}{1000 \text{ g de KClO}_3} = \frac{48 \text{ g de O}_2}{X \text{ g O}_2} \quad \longrightarrow \quad X = \frac{1000 \cdot 72}{122,45} = 587,45 \text{ g de O}_2$$



# CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

## CÁLCULOS CON EQUIVALENTES GRAMO

**Equivalente gramo de un elemento es la cantidad del mismo que se combina o reemplaza a un átomo-gramo de hidrógeno**

Por ejemplo, en la formación del hidruro de hierro (III):



$$\frac{2 \cdot 55,85 \text{ g de Fe}}{6 \text{ g de H}} = \frac{1 \text{ eq de Fe}}{1 \text{ eq de H}} \longrightarrow 1 \text{ eq de Fe} = \frac{1}{3} \text{ masa atómica de Fe}$$

Para un elemento en general, se cumple que  $1 \text{ eq} = \frac{\text{Masa atómica}}{\text{valencia}}$

- \*Para un ácido la valencia es el número de hidrógenos ácidos que posee.
- \*Para una base la valencia es el número de OH que posee.
- \*Para un sal la valencia es el resultado de multiplicar los iones que la forman.
- \*En reacciones rédox, la valencia es el número de electrones que gana o pierde esa sustancia o ese elemento.



# CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

## CÁLCULOS CON EQUIVALENTES GRAMO

Si el  $\text{HClO}_3$  actúa como ácido:  $\text{HClO}_3 \longrightarrow \text{ClO}_3^- + \text{H}^+ \longrightarrow 1 \text{ eq} = P_m/1$

Si el  $\text{HClO}_3$  actúa como oxidante:  $\text{Cl}^{+5} + 6 \text{ e}^- \longrightarrow \text{Cl}^- \longrightarrow 1 \text{ eq} = P_m/6$

En las reacciones, cualquier pareja de sustancias reaccionan en la proporción un equivalente a un equivalente e igual proporción con los productos

**NºEquivalentes = nºmoles x valencia**



2x1

1x2

1x2

2x1

2 eq de NaOH

2eq de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

2eq de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

2 eq de  $\text{H}_2\text{O}$

El agua es a la vez ácido y base:



VALENCIA 1.1=1

**Todas las reacciones se producen equivalente a equivalente**



# CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

## REACTIVOS CON IMPUREZAS

Si existen reactivos con impurezas, es necesario determinar primero las cantidades existentes de sustancia pura

**Ejemplo:** Se hacen reaccionar 22,75 g de Zn que contiene un 7,25 % de impurezas con HCl suficiente. Calcula la masa de H<sub>2</sub> desprendida.

**Dato:** masa atómica del Zn = 65,38



$$\frac{100 \text{ g de muestra}}{22,75 \text{ g}} = \frac{(100 - 7,25) \text{ g de Zn}}{X} \quad \Rightarrow \quad X = 21,1 \text{ g de Zn puro}$$

Por cada mol de Zn se obtiene 1 mol de H<sub>2</sub>

$$\frac{65,38 \text{ g de Zn}}{21,1 \text{ g de Zn}} = \frac{2 \text{ g de H}_2}{Y} \quad \Rightarrow \quad Y = 0,645 \text{ g de H}_2$$



# CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

## CÁLCULOS EN REACCIONES SUCESIVAS

En reacciones sucesivas, el producto de la 1ª puede ser el reactivo de la 2ª, estableciéndose las sucesivas proporciones estequiométricas, en las que el resultado de la 1ª es dato de la 2ª

**Ejemplo:** ¿Qué cantidad de  $\text{CaC}_2$  se gastará en producir el acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) necesario para obtener por combustión 10 litros de  $\text{CO}_2$  en condiciones normales?



Los moles de  $\text{CO}_2$ :  $\frac{1 \text{ mol de } \text{CO}_2}{22,4 \text{ litros}} = \frac{n}{10 \text{ litros}} \longrightarrow n = 0,44 \text{ moles de } \text{CO}_2$

Los moles de  $\text{C}_2\text{H}_2$ :  $\frac{2 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2}{4 \text{ mol de } \text{CO}_2} = \frac{n'}{0,44 \text{ mol de } \text{CO}_2} \longrightarrow n' = 0,22 \text{ moles de } \text{C}_2\text{H}_2$



$\frac{1 \text{ mol de } \text{CaC}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2} = \frac{X}{0,22 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2} \longrightarrow X = 0,22 \text{ moles de } \text{CaC}_2$



# ESTEQUIOMETRÍA VOLUMÉTRICA

## Ley de los volúmenes de combinación

Los volúmenes de gases que reaccionan entre sí, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos

### Ley de Gay-Lussac

Manteniendo constante la presión, todos los gases se dilatan igual con el aumento de temperatura  
 $(V_1/T_1 = V_2/T_2)$

### Ecuación de los gases ideales

$$pV = nRT$$

### Ley de Avogadro

En condiciones iguales de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes tienen el mismo número de moléculas

## Ley de las presiones parciales

En una mezcla de gases, cada uno ejerce una presión parcial ( $p_i$ ) igual a la que ejercería si ocupase el sólo el volumen total. Además, la presión parcial de cada gas es directamente proporcional a su fracción molar ( $p_i = p_T n_i/n_T$ ). La presión total es la suma de las presiones parciales ( $p_T = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$ )



# ESTEQUIOMETRÍA VOLUMÉTRICA

Ejemplo: Una mezcla de 17,6 g de  $\text{CO}_2$ , 4,81 g de  $\text{CH}_4$  y 5,6 g de  $\text{CO}$  ejerce una presión sobre el recipiente que les contiene de 800 mmHg. Calcula la presión parcial del  $\text{CH}_4$  en la mezcla.

$$\text{CO}_2 \quad \frac{17,6}{44} = 0,4 \text{ mol}$$

$$\text{CH}_4 \quad \frac{4,8}{16} = 0,3 \text{ mol}$$

$$\text{CO} \quad \frac{5,6}{28} = 0,2 \text{ mol}$$

$$\text{Moles totales} = 0,4 + 0,3 + 0,2 = 0,9$$

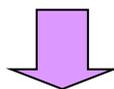
$$x_{\text{CH}_4} = \frac{0,3}{0,9} = 0,333$$

$$P_{\text{metano}} = 0,333 \cdot 800 = 266,4 \text{ mmHg}$$

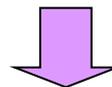


# CÁLCULOS CON REACTIVO LIMITANTE

Generalmente es necesario preparar cantidades determinadas de productos a partir de cantidades de reactivos que no son estequiométricamente exactas



**reactivo limitante**  
se consume  
completamente



**reactivo en  
exceso**  
queda parte sin  
reaccionar

**El reactivo limitante reacciona solamente con la cantidad adecuada de la otra sustancia hasta que se acaba y de la que se encuentra en exceso queda parte sin reaccionar**



# CÁLCULOS CON REACTIVO LIMITANTE

**Ejemplo:** Si reaccionan 7 g de Fe (56 g/mol) con 8 g de S (32g/mol) para formar FeS ¿cuál es el reactivo limitante y cuál el excedente?



$$\frac{7 \text{ (g de Fe)}}{56 \text{ (g/mol)}} = \frac{X \text{ (g de S)}}{32 \text{ (g/mol)}} \rightarrow X = \frac{32 \cdot 7}{56} = 4 \text{ g de S}$$

reactivo limitante: **Fe**

reactivo en exceso: **S**

# CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

Relación entre la cantidad de soluto y de disolvente contenidos en una disolución

**Porcentaje en masa**

Indica los gramos de soluto en 100 gramos de disolución

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{g soluto}}{\text{g disolución}} \times 100$$

**Molaridad**

Indica los moles de soluto en 1 litro de disolución

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

**Molalidad**

Indica los moles de soluto en 1 kg de disolvente

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$$

**Normalidad**

Indica el n° de eq de soluto en 1 litro de disolución

$$N = \frac{\text{eq de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

**Fracción molar**

Relaciona los moles de un componente y los moles totales

$$X_i = \frac{n_i}{n_T}$$

# CÁLCULOS CON REACTIVOS EN DISOLUCIÓN

En estos casos es necesario calcular las cantidades de dichos reactivos disueltos

**Ejemplo:** Calcular el volumen de la disolución 0,1 M de  $\text{AgNO}_3$  que se necesita para reaccionar exactamente con 100  $\text{cm}^3$  de  $\text{Na}_2\text{S}$  0,1 M. (Masas moleculares:  $\text{AgNO}_3 = 169,88 \text{ u}$ ;  $\text{Na}_2\text{S} = 78 \text{ u}$ )

La reacción ajustada



En 100  $\text{cm}^3$  de d<sup>on</sup> 0,1 M de  $\text{Na}_2\text{S}$  hay:  $0,1 \text{ (L)} \times 0,1 \text{ (mol/L)} = 0,01 \text{ moles de Na}_2\text{S}$

Por cada mol de  $\text{Na}_2\text{S}$  que reacciona se necesitan 2 moles de  $\text{AgNO}_3$ :

$$\frac{1 \text{ (mol Na}_2\text{S)}}{2 \text{ (mol AgNO}_3\text{)}} = \frac{0,01 \text{ (mol Na}_2\text{S)}}{x} \longrightarrow x = 0,02 \text{ moles de AgNO}_3$$

La cantidad de disolución que hay que tomar para conseguir esos 0,02 moles de  $\text{AgNO}_3$  es:

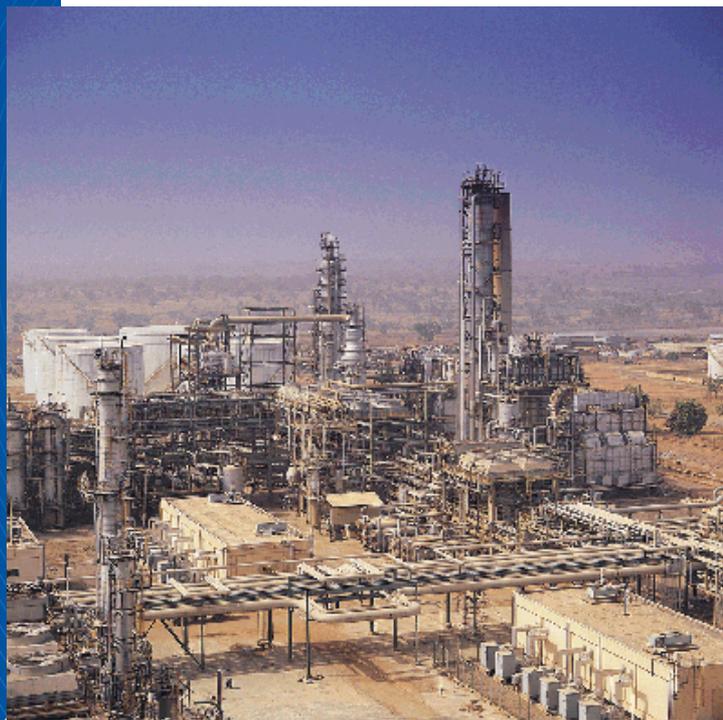
$$\frac{0,1 \text{ (mol)}}{1 \text{ (L)}} = \frac{0,02 \text{ (mol)}}{y} \longrightarrow y = 0,2 \text{ L} = 200 \text{ cm}^3$$

# RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

En los procesos químicos no suele obtenerse el 100% de las cantidades previstas de las sustancias, debido a reacciones simultáneas no deseadas, impurezas de los reactivos, escapes en los hornos, etc.

hay que calcular el **RENDIMIENTO** de las reacciones químicas

$$\text{rendimiento} = \frac{\text{masa obtenida}}{\text{masa teórica}} \times 100$$



El rendimiento de las reacciones es un factor fundamental en la industria química

# RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

**EJEMPLO:** El proceso Deacon para producción de cloro se basa en un catalizador que activa la oxidación del ácido clorhídrico gaseoso seco con aire, de acuerdo con la siguiente reacción:



Cuando la reacción se lleva a cabo a 723 K y se utiliza aire con un 20% en exceso, se alcanzan conversiones del 65%. Calcular para estas condiciones:

- La composición de la corriente de entrada al reactor.
- La composición de la corriente de salida del reactor.

1. Elegimos una base de cálculo  $\rightarrow$  4 moles de HCl

2.

	entrada	reacción	salida
HCl	4	$-4 \cdot 0,65 = -2,6$	$4 - 2,6 = 1,4$
O <sub>2</sub>	$1 \cdot (1 + 0,2) = 1,2$	$-1 \cdot 0,65 = -0,65$	$1,2 - 0,65 = 0,55$
N <sub>2</sub>	$1,2 \cdot 79/21 = 4,51$	0	$4,51 + 0$
Cl <sub>2</sub>	0	$2 \cdot 0,65 = 1,3$	$0 + 1,3$
H <sub>2</sub> O	0	$2 \cdot 0,65 = 1,3$	$0 + 1,3$

# RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

	entrada	reacción	salida
HCl	4	$-4 \cdot 0,65 = -2,6$	$4 - 2,6 = 1,4$
O <sub>2</sub>	$1 \cdot (1 + 0,2) = 1,2$	$-1 \cdot 0,65$	$1,2 - 0,65 = 0,55$
N <sub>2</sub>	$1,2 \cdot 79/21 = 4,51$	0	4,51
Cl <sub>2</sub>	0	$2 \cdot 0,65 = 1,3$	1,3
H <sub>2</sub> O	0	$2 \cdot 0,65 = 1,3$	1,3

Total moles entrada:  $4 + 1,2 + 4,51 = 9,71$

Total moles salida:  $1,4 + 0,55 + 4,51 + 1,3 + 1,3 = 9,06$

	Composición entrada	Composición salida
HCl	$4 \cdot 100/9,71 = 41,19\%$	$1,4 \cdot 100/9,06 = 15,45\%$
O <sub>2</sub>	$1,2 \cdot 100/9,71 = 12,36\%$	$0,55 \cdot 100/9,06 = 6,07\%$
N <sub>2</sub>	$4,51 \cdot 100/9,71 = 46,45\%$	$4,51 \cdot 100/9,06 = 49,78\%$
Cl <sub>2</sub>	0%	$1,3 \cdot 100/9,06 = 14,35\%$
H <sub>2</sub> O	0%	$1,3 \cdot 100/9,06 = 14,35\%$