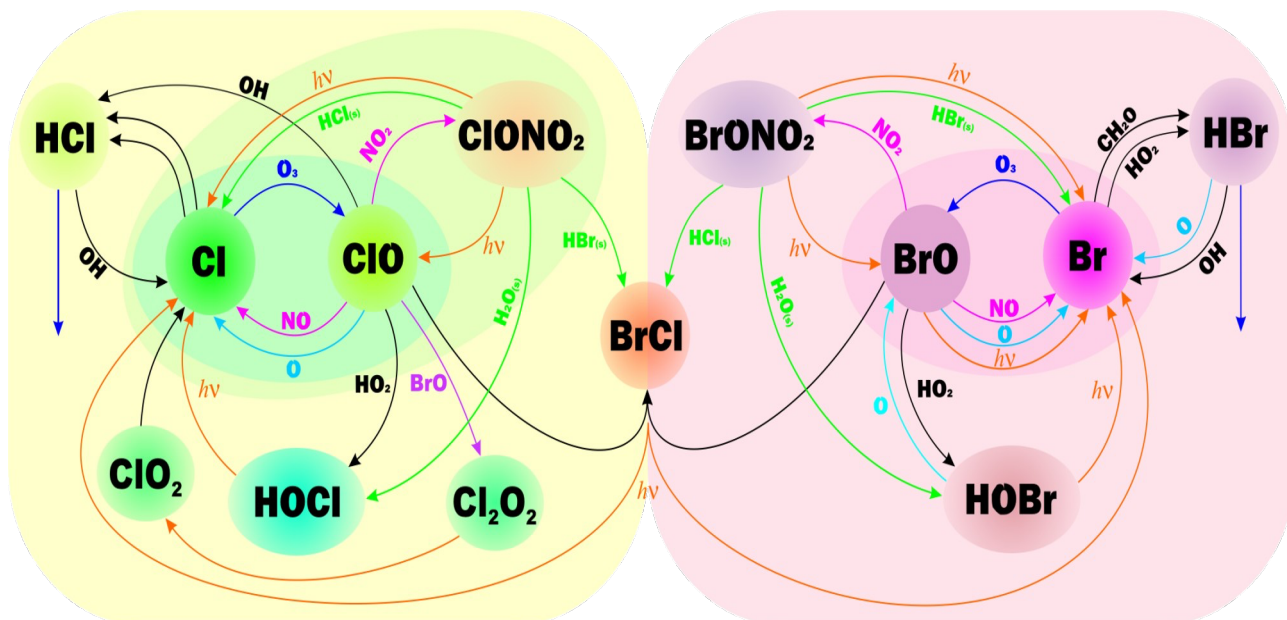


O MOL. AS REACCIÓNS QUÍMICAS



"Química da atmosfera" (I RedAnd, CC-BY-SA-3.0)



ÍNDICE

O MOL. AS REACCIÓNS QUÍMICAS

1. O MOL. MASA MOLAR. MOLARIDADE.....	1
1.1 Concepto de mol. Masa molar.....	1
1.2 Mol, masa atómica e masa molecular.....	1
1.3 Molaridade.....	2
Exercicios.....	2
2. AS REACCIÓNS QUÍMICAS.....	3
2.1 Conceptos básicos.....	3
2.2 A ecuación química.....	3
2.2.1 Conservación da masa. Axuste de ecuacións.....	4
Exercicios.....	5
2.2.2 Interpretación dunha ecuación química.....	5
2.2.3 Como se producen as reaccións químicas.....	5
Exercicios.....	6
3. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS.....	7
Exercicios.....	8
4. TIPOS DE REACCIÓN QUÍMICAS.....	9
4.1 Formación.....	9
4.2 Descomposición.....	9
4.3 Desprazamento.....	9
4.4 Combustión.....	9
4.5 Neutralización.....	9
5. ALGÚNS PROCESOS INDUSTRIAIS DE IMPORTANCIA.....	10
5.1 Obtención de ácido sulfúrico (H_2SO_4).....	10
5.2 Amoníaco (NH_3).....	10
5.3 Ácido clorhídrico (HCl).....	11
SOLUCIÓNS.....	12



1. O MOL. MASA MOLAR. MOLARIDADE

1.1 Concepto de mol. Masa molar

O concepto de **mol** vai nos permitir relacionar a cantidade de partículas que temos dunha substancia (a nivel atómico ou molecular) coa masa que podemos medir cunha simple balanza.

En esencia, non é máis que unha cantidade, igual que dicimos que 12 entidades (ovos, coches, átomos...) son unha ducia, cando temos $6,022 \cdot 10^{23}$ entidades (habitualmente falamos de cousas moi pequenas porque é un número moi grande) dicimos que temos un mol. Este número é coñecido como o número de Avogadro. Adoita ser a forma en que contamos entidades elementais (átomos, moléculas, electróns...) nun sistema químico, relacionando a masa dun sistema co número de partículas que o forman. Por exemplo, un mol de ferro contén o número de Avogadro de átomos de ferro e sabemos que ten unha masa de aproximadamente 56 g).

O **mol** (o seu símbolo tamén é *mol*) é a unidade de cantidade de substancia no Sistema Internacional de Unidades, resultando ser unha ferramenta fundamental en química para realizar cálculos nas reaccións químicas.

A masa molar defínese como a masa dun mol de entidades (igual que a masa "ducia" -aínda que non existe- sería a masa dunha ducia de entidades, por exemplo, de ovos).

1.2 Mol, masa atómica e masa molecular

Debemos recordar que a unidade de masa atómica, *u* ou *uma*, se aproxima á masa dun protón ou dun neutrón. De aquí, podemos expresar a masa atómica (masa dun elemento) como a masa media (pola existencia de isótopos) dos seus átomos (por exemplo, a masa atómica do xofre é de 32 u).

Agora podemos pensar na razón de tomar ese valor para o número de Avogadro: por que é $6,022 \cdot 10^{23}$ entidades e non outro calquera? A resposta é a seguinte: se eu collo $6,022 \cdot 10^{23}$ *uma*, resulta que estou collendo 1 g de masa. A consecuencia disto, cando collo un mol de calquera elemento, estou collendo a súa masa atómica expresada en gramos.

No exemplo do xofre, se tomo un mol de átomos de xofre, estou collendo 32 moles de *u* (dado que cada átomo de xofre contén 32 u) e como cada mol de *u* equivale a 1 g está claro que 32 mol de *u* serán 32 g. Isto é, 1 mol de xofre son 32 g de xofre.

Isto nos vai a permitir saber cantos átomos teño de xofre en calquera masa que eu teña de ese elemento.



De xeito similar ao caso anterior para un só átomo, podemos expresar a masa dunha molécula como a suma das masas dos átomos que a constitúen (por exemplo, a masa molecular da auga –H₂O– será a suma da masa de dous átomos de H e a masa dun átomo de O) en unidades de masa atómica.

1.3 Molaridade

A definición de mol nos permite agora engadir un novo xeito de expresar a concentración dunha disolución, chamada molaridade. Defínese como a relación entre os moles dun soluto e o volume da disolución, expresado en litros. Podemos escribir para un soluto S:

$$M(s) = \frac{n_s}{V_{\text{disolución}}} \text{ as súas unidades son mol/L}$$

Exemplo: calcula a molaridade de 2 L dunha disolución de 1 mol de NaCl en auga.

Sen máis que aplicar a fórmula anterior temos que $M(\text{NaCl}) = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,50 \text{ mol/L}$



EXERCICIOS

Exercicio 1

Sabendo que a masa atómica do xofre é de 32 u, calcula os átomos de xofre que hai en 64 g deste elemento.

Exercicio 2

Sabendo que a masa atómica do hidróxeno é de 1 u e a do oxíxeno de 16 u, calcula a masa molecular da auga (H₂O). Cal é a masa molar da auga?

Exercicio 3

Sabendo que a masa atómica do hidróxeno é de 1 u e a do oxíxeno de 16 u, calcula o número de moles de auga (H₂O) que hai nun vaso que contén 250 g. Cantas moléculas bebemos se tomamos o vaso enteiro de auga?

Exercicio 4

Disolvemos 11 g de CO₂ en 10 L de auga. Cal é a concentración molar da disolución?

2. AS REACCIÓNS QUÍMICAS

2.1 Conceptos básicos

Cando nun sistema ten lugar un proceso químico, prodúcese un cambio na natureza das substancias. Algunhas delas, chamadas **reactivos**, sofren un proceso de alteración na súa estrutura e nos seus enlaces de xeito que orixinan unhas substancias completamente diferentes ás de partida que denominamos **produtos**. Polo tanto, os reactivos van a desaparecer do sistema (total ou parcialmente) e van a aparecer os produtos.



Nunha reacción química vaise a producir:

- A ruptura dos enlaces entre os átomos que forman os reactivos.
- Unha reorganización e reagrupamento dos átomos de forma distinta á inicial.
- A formación de novas substancias, que chamamos produtos.

Asociado a este cambio, aparece no sistema onde se produce unha reacción química, unha emisión ou absorción de enerxía (habitualmente en forma de calor). Ás veces, é necesario aportar enerxía para que o proceso teña lugar pero outras veces o proceso xera enerxía; falaremos de:

- Reacción **endotérmica** se a reacción, en conxunto, absorbe enerxía (calor).
- Reacción **exotérmica** se a reacción, en conxunto, desprende enerxía (calor).

2.2 A ecuación química

Para poder representar de xeito esquemático as reaccións químicas, utilizamos as chamadas ecuacións químicas. Nela incluimos as fórmulas dos reactivos á esquerda e as dos produtos á dereita separados por unha frecha (que leremos “para dar”).

Un exemplo sería a ecuación química correspondente ao proceso en que o oxíxeno se combina co carbono para formar o dióxido de carbono liberando calor:



O estado das substancias que interveñen na reacción indícase entre paréntese:

(s)-sólido ; (g)-gas; (l)-líquido; (ac)-en disolución acuosa

A calor absorbida ou desprendida (Q) pode engadirse á ecuación química como un elemento máis do proceso.

2.2.1 Conservación da masa. Axuste de ecuacións

Aínda que nos procesos químicos cambie a natureza das substancias, a masa debe manterse constante (Lei de conservación da masa ou de Lavoisier) pois o número de átomos de cada elemento debe manterse, non poden aparecer, desaparecer ou converterse noutros.

Para que iso quede representado na ecuación química, debemos de sometela a un proceso de axuste (ou igualación) que consiste en colocar números (chamados coeficientes estequiométricos) diante das fórmulas para garantir que, de cada elemento, exista o mesmo número de átomos nos reactivos que nos produtos, xa que nunha reacción química non poden desaparecer ou crearse átomos.

Co proceso da igualación asegurámonos de que os reactivos están nas proporcións xustas (cantidades estequiométricas) para reaccionar, e dicir, que non sobre ningún deles.



Se contamos os átomos de cada elemento que temos nos reactivos vemos que hai:

C (1); H (4); O (2)

Pero se contamos os átomos de cada elemento que temos nos produtos vemos que hai:

C (1); H (2); O (2+1)

Quere dicir isto que faltan 2 átomos de hidróxeno nos produtos e sobra un de oxíxeno ou ben, visto doutro xeito, sobran dous átomos de hidróxeno nos reactivos e falta outro de oxíxeno. Para evitar isto procedemos ao axuste da ecuación; hai métodos para facelo, pero nós intentaremos facelo "a ollo". Unha solución sería multiplicar por **2** a auga para así conseguir ter 4 H no lado dos produtos, pero como isto nos deixa 4 O no lado dereito (2 do CO_2 e agora outros dous de $2 \text{H}_2\text{O}$) deberemos de conseguir tamén 4 O no lado esquerdo, que lograremos se multiplicamos por **2** o O_2 . En definitiva:



Se contamos os átomos de cada elemento veremos que temos a mesma cantidade nos reactivos que nos produtos: C (1); H (4); O (4)

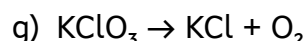
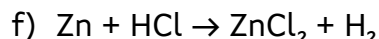
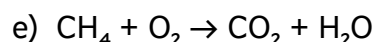
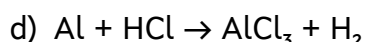
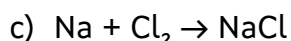
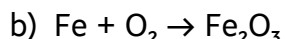
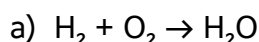
É importante darse conta de que os coeficientes estequiométricos afectan **toda** a fórmula á que multiplican e que **nunca** podemos alterar os subíndices das fórmulas.



EXERCICIOS

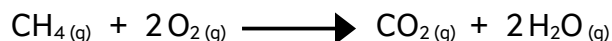
Exercicio 5

Axusta as seguintes ecuacións químicas:



2.2.2 Interpretación dunha ecuación química

Consideremos a anterior ecuación química axustada:



Existen tres xeitos de interpretar a información que nos ofrece unha ecuación química:

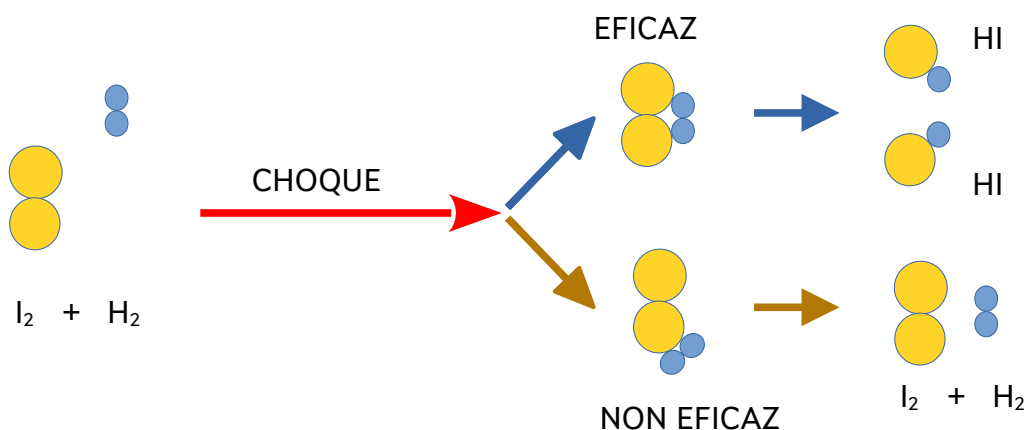
- **Nivel atómico-molecular:** consiste en ler a ecuación en termos de átomos e/ou moléculas. Por exemplo, na ecuación anterior será *"unha molécula de CH_4 reacciona con dúas moléculas de O_2 para producir unha molécula de CO_2 e 2 moléculas de H_2O "*.
- **Nivel molar:** leremos a ecuación utilizando moles, dado que podemos estender o razoamento anterior a o número de Avogadro de moléculas; entón *"un mol de CH_4 reacciona con un 2 mol de O_2 para producir un mol de CO_2 e outro 2 mol de H_2O "*.
- **Utilizando masas:** recordando que podemos coñecer a masa molar das substancias, leremos dicindo que *"16 g de CH_4 reaccionan con $2 \cdot 32$ g de O_2 para produciren 44 g de CO_2 e $2 \cdot 18$ g de H_2O "*. Podemos comprobar que a masa dos reactivos consumidos (16 + 64) coincide efectivamente coa masa dos produtos formados (44 + 36).

2.2.3 Como se producen as reaccións químicas

Xa dixemos que para que teña lugar unha reacción química é necesario que nos reactivos se rompan enlaces e haxa unha reestruturación e reagrupamento para poder formar os produtos. Como sucede isto?

A chamada **Teoría de Colisións** nos explica que, para que as substancias reaccionen, os seus átomos ou moléculas teñen que chocar entre eles para que se debiliten ou rompan os seus enlaces e así poder combinarse de maneira distinta e formar os produtos.

Para que un choque dea lugar á formación dunha nova substancia debe ser **eficaz**, isto é, ter a enerxía necesaria e suceder coa dirección de choque axeitada.



Choque eficaz e non eficaz. Elaboración propia

Os factores que inflúen nunha reacción química, segundo esta teoría, son:

- **A enerxía que teñen as partículas** (átomos, moléculas, ións...) ao chocar; recordando a teoría cinética-molecular veremos que unha maior temperatura implicará unha maior velocidade e tamén unha maior enerxía cinética, favorecendo entón o número de choques eficaces.
- **A posibilidade de contacto** entre las partículas que van a reaccionar, así que se hai unha maior superficie de contacto (sólidos pulverizados, disoltos en líquidos, líquidos...) e unha maior concentración de reactivos, favorecerá tamén o número de choques que se producen.
- **Presenza de** substancias que non se consomen na reacción pero diminúen a enerxía necesaria (**catalizadores**) ou a aumentan (venenos ou **inhibidores**) para conseguir choques eficaces.



EXERCICIOS

Exercicio 6

Explica as razóns que xustifican os seguintes feitos:

- Introducir os alimentos na neveira fai que tarden máis en deteriorarse.
- Engadimos conservantes para manter os alimentos en bo estado durante moito tempo.
- Remexemos para que se active un pegamento formado por dous compoñentes.

3. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Unha ecuación química axustada proporciónanos información sobre a proporción en que se consomen e orixinan as substancias que nela interveñen. Utilizando esa información podemos facer unha serie de cálculos que nos permiten coñecer as cantidades (tanto en masa, moles ou partículas) que se deben utilizar para conseguir un obxectivo determinado á hora de obter produtos ou consumir reactivos. Para facer os cálculos é altamente recomendable utilizar factores de conversión.

Explicaremos isto utilizando uns exemplos.

Exemplo:

No proceso seguinte (combustión do metano) empregáronse 35 g de metano que se fixeron reaccionar co oxíxeno necesario para que todo o metano se consumira. Calcula cantos gramos de auga se produciron.



Moléculas	1 de CH ₄	2 de O ₂		1 de CO ₂
Moles	1 de CH ₄	2 de O ₂		1 de CO ₂
Masa (gramos)	16 de CH ₄	2·32=64 de O ₂		44 de CO ₂

(*)

Paso 1: se a ecuación non está axustada, procedemos a facelo.

Paso 2: utilizando a táboa periódica ou os datos do problema, podemos coñecer a masa molar das substancias que interveñen. Isto é:

Reactivos: CH₄: 1·12+4·1=16 g/mol; O₂: 2·16=32 g/mol

Produtos: CO₂: 1·12+2·16=44 g/mol; H₂O: 2·1+2·16=18 g/mol

Paso 3: seguindo o significado da ecuación química e cos datos anteriores, completamos a táboa anterior (*).

Paso 4: partimos sempre da cantidade que proporciona o problema e intentaremos chegar ao que nos piden utilizando os factores de conversión que necesarios que buscaremos na táboa.

Entón, para obter a masa de auga m(H₂O)

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 35 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{36 \text{ g de H}_2\text{O}}{16 \text{ g de CH}_4} = 78,75 \text{ g de H}_2\text{O}$$



EXERCICIOS

Exercicio 7

No caso anterior, que masa de oxíxeno foi consumida? Cantos gramos de dióxido de carbono se produciron?

Exercicio 8

Para o mesmo proceso, cantos moles de auga se produciron? E moles de CO_2 ?

Exercicio 9

Para o mesmo proceso, cantas moléculas de oxíxeno se necesitarían para reaccionar con 32 g de CH_4 ?



4. TIPOS DE REACCIÓN QUÍMICAS

Aínda que existe un número enorme de procesos químicos, podemos facer unha sinxela clasificación daquelas que se atopan con maior frecuencia. Estas son:

4.1 Formación

Aqueles procesos onde se forma unha substancia a partir dos elementos que a constitúen.

Por exemplo, a formación da auga:



4.2 Descomposición

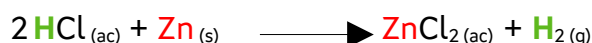
Cando unha substancia se descompón nos elementos que a constituían. É a reacción inversa a unha formación.

Exemplo:



4.3 Desprazamento

Poden ser de desprazamento simple ou dobre. Un elemento despraza a outro e ocupa o seu lugar na substancia. No seguinte exemplo vemos como o Zn ocupa o lugar do H:



4.4 Combustión

Son reaccións do oxíxeno con substancias orgánicas para producir CO_2 e auga, liberando enerxía.

Exemplo, combustión do propano:



4.5 Neutralización

Danse na combinación dun ácido e unha base (por exemplo un hidróxido) para formar un sal e auga.

Exemplo, neutralización do HCl con NaOH

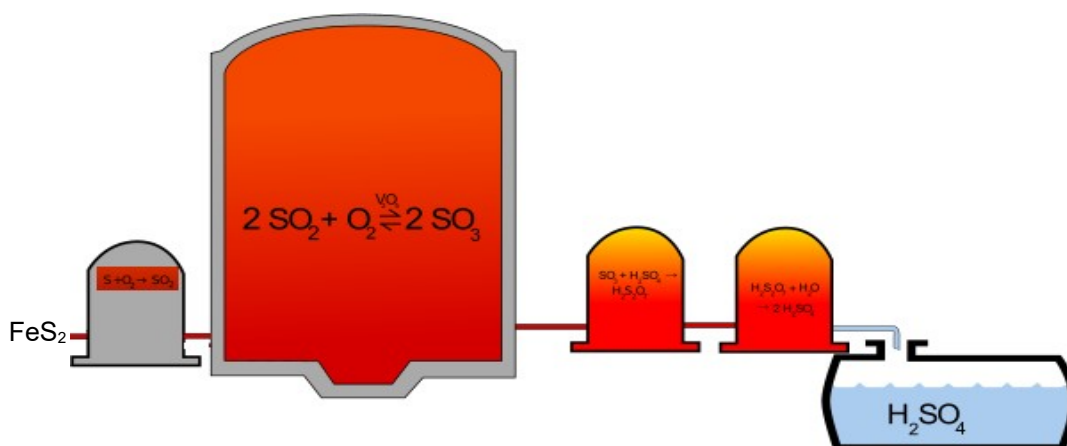


5. ALGÚNS PROCESOS INDUSTRIAIS DE IMPORTANCIA

5.1 Obtención de ácido sulfúrico (H_2SO_4)

É o composto químico que máis se produce a nivel mundial. Gran parte de su produción utilízase para obter fertilizantes e como base para obter outros ácidos.

O proceso máis común para facer a súa síntese é o chamado de **contacto**, partindo da pirita (mineral de xofre e ferro), prodúcese SO_2 que logo se transforma en SO_3 mediante unha oxidación con un catalizador de óxido de vanadio. Este SO_3 logo trátase con auga ata obter o ácido sulfúrico. Un esquema moi simplificado é o seguinte:



Adaptada de "Scheme of contact process-fi". Autor: [Qwerk](#). Licencia: CC BY SA 4.0

5.2 Amoníaco (NH_3)

O seu principal uso é para a produción de abonos ou incluso para uso directo como abono, sendo clave para poder abastecer de alimentos á poboación mundial. Ten ademais utilidade na fabricación de plásticos, explosivos, produtos de limpeza...

Obtense mediante o proceso chamado Haber-Bosch, consistente na reacción directa entre nitróxeno e hidróxeno con un catalizador de óxido de ferro.

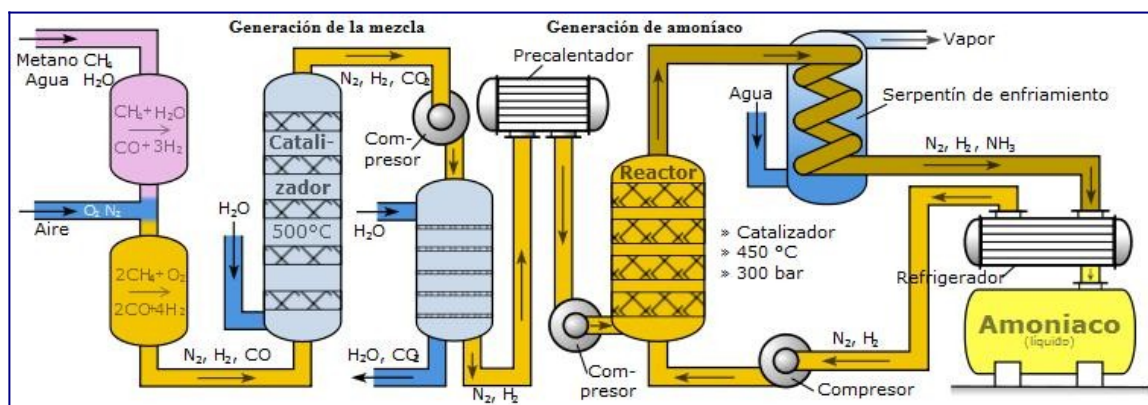


Diagrama del proceso de Haber-Bosch. Autor: Sven. Licencia: CC BY-SA 4.0



5.3 Ácido clorhídrico (HCl)

As principais aplicacións son: limpar e galvanizar metais, curtido de coiros, produción de plásticos...

O método de produción que máis se utiliza faino a partir dunha disolución de sal común, producindo cloro, hidróxido de sodio e hidróxeno. Logo facemos reaccionar o gas cloro co gas hidróxeno e obtemos o cloruro de hidróxeno gas ($\text{HCl}_{(g)}$) que logo se dissolve en auga para formar o ácido. Moitas veces coñécese este ácido como *sulfumán*.



SOLUCIÓN

Exercicio 1

Sabendo que a masa atómica do xofre é de 32 u, calcula os átomos de xofre que hai en 64 g deste elemento.

Como sei que a masa atómica do xofre é de 32 u entón deduzo que 1 mol de xofre son 32 g e simplemente:

$$64 \text{ g de S} \cdot \frac{1 \text{ mol de S}}{32 \text{ g de S}} = 2 \text{ mol de S}$$

É conveniente utilizar factores de conversión para facer os cálculos.

Exercicio 2

Sabendo que a masa atómica do hidróxeno é de 1 u e a do oxíxeno de 16 u, calcula a masa molecular da auga (H_2O). Cal é a masa molar da auga?

A masa molecular será: $2 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$

A masa molar será a masa de 1 mol de moléculas de auga, isto é 18 g . Soe expresarse como 18 g por cada mol que collamos, é dicir 18 g/mol.

Vemos que o seu valor numérico coincide coa masa molecular, pero as unidades cambian.

Exercicio 3

Sabendo que a masa atómica do hidróxeno é de 1 u e a do oxíxeno de 16 u, calcula o número de moles de auga (H_2O) que hai nun vaso que contén 250 g. Cantas moléculas bebemos se tomamos o vaso enteiro de auga?

A masa molecular será: $2 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$

A masa molar será de 18 g/mol.

$$250 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = 13,89 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Dentro do vaso temos: **ERRO NAS CONTAS XA QUE NO DENOMINADOR SON 18 E NON 16**

$$13,89 \text{ mol de H}_2\text{O} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 8,36 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

Se poñemos os zeros correspondentes son 8.360.000.000.000.000.000.000.000 moléculas de auga!!! Isto dános unha idea do ínfimo tamaño dos átomos e das moléculas.



Exercicio 4

Disolvemos 11 g de CO_2 en 10 L de auga. Cal é a concentración molar da disolución? Datos masa molar: C $\rightarrow$ 12 g/mol ; O $\rightarrow$ 16 g/mol

A masa molar do CO_2 será: $12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol}$

Para achar o número de moles de CO_2 que temos disoltos:

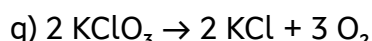
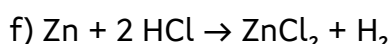
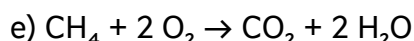
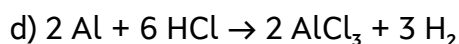
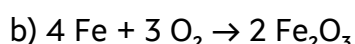
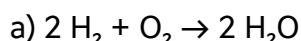
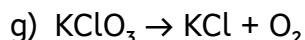
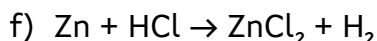
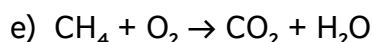
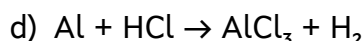
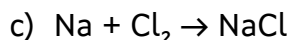
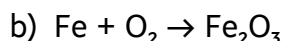
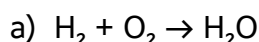
$$n_{\text{CO}_2} = 11 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44 \text{ g de CO}_2} = 0,25 \text{ mol de CO}_2$$

Coa expresión para a concentración molar:

$$M(s) = \frac{n_s}{V_{\text{disolución}}} \quad M(\text{CO}_2) = \frac{0,25 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,025 \text{ g/mol}$$

Exercicio 5

Axusta as seguintes ecuacións químicas:



Exercicio 6

Explica as razóns que xustifican os seguintes feitos:

- a) Introducir os alimentos na neveira fai que tarden máis en deteriorarse.

O descenso de temperatura diminúe o movemento das partículas facendo que os choques nas reaccións de descomposición dos alimentos sexan menos efectivos, freando o seu deterioro.

- b) Engadimos conservantes para manter os alimentos en bo estado durante moito tempo.

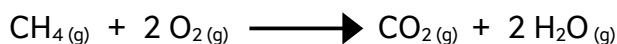
Os conservantes son venenos para algunhas reaccións que necesitan para vivir as bacterias que os estragan, facendo que duren moito máis.

- c) Remexemos para que se active un pegamento formado por dous compoñentes.

Ao remexer, estamos provocando que as partículas dos dous fluídos se relacionen de xeito que haberá moitos máis choques entre elas e actuará a reacción que endurece logo o pegamento.

Exercicio 7

No proceso seguinte (combustión do metano) empregáronse 35 g de metano que se fixeron reaccionar co oxíxeno necesario para que todo o metano se consumira. Que masa de oxíxeno foi consumida? Cantos gramos de dióxido de carbono se produciron?



Moléculas	1 de CH ₄	2 de O ₂		1 de CO ₂
Moles	1 de CH ₄	2 de O ₂		1 de CO ₂
Masa (gramos)	16 de CH ₄	2·32=64 de O ₂		44 de CO ₂

(*)

Paso 1: a ecuación xa está axustada.

Paso 2: utilizando a táboa periódica ou os datos do problema, podemos coñecer a masa molar das substancias que interveñen. Isto é:

Reactivos: CH₄: 1·12+4·1=16 g/mol;

O₂: 2·16=32 g/mol

Produtos: CO₂: 1·12+2·16=44 g/mol;

H₂O: 2·1+2·16=18 g/mol

Paso 3: seguindo o significado da ecuación química e cos datos anteriores, completamos a táboa anterior (*).

Paso 4: partimos sempre da cantidade que proporciona o problema e intentaremos chegar ao que nos piden utilizando os factores de conversión que necesarios que buscaremos na táboa. Neste caso, para a primeira pregunta utilizaremos no factor de conversión os datos de O₂ consumido por CH₄ consumido:

$$35 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{64 \text{ g de O}_2}{16 \text{ g de CH}_4} = 140 \text{ g de O}_2$$

Para responder á segunda pregunta utilizaremos no factor de conversión os datos de masa de CO₂ producido por masa de CH₄ consumido:

$$35 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{44 \text{ g de CO}_2}{16 \text{ g de CH}_4} = 96,25 \text{ g de CO}_2$$



Exercicio 8

Para o proceso anterior, cantos moles de auga se produciron? E moles de CO_2 ?

Outra vez partimos do dato do problema e intentaremos chegar ao que nos piden utilizando a táboa cos datos e os factores de conversión que necesitemos. Neste caso:

$$35 \text{ g de } \text{CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{16 \text{ g de } \text{CH}_4} = 4,38 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

Para responder á segunda pregunta utilizaremos o factor de conversión cos datos de mol de CO_2 producido por masa de CH_4 consumido (para poder eliminar *g de CH_4*):

$$35 \text{ g de } \text{CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CO}_2}{16 \text{ g de } \text{CH}_4} = 2,19 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Exercicio 9

Para a mesma reacción dos exercicios anteriores, cantas moléculas de oxíxeno se necesitarían para reaccionar con 32 g de CH_4 ?

Agora necesitamos un factor de conversión onde apareza o número de Avogadro (utilizamos a propia definición de mol: $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas/1 mol):

$$32 \text{ g de } \text{CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{O}_2}{16 \text{ g de } \text{CH}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2} = 2,41 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{O}_2$$