



Ámbito científico tecnolóxico

Educación a distancia semipresencial

Módulo 3

Unidade didáctica 4

As reaccións químicas

Índice

1.	Introdución.....	3
1.1	Descrición da unidade didáctica	3
1.2	Coñecementos previos	3
1.3	Obxectivos didácticos	3
2.	Secuencia de contidos e actividades	4
2.1	Cambios físicos e cambios químicos	4
2.2	Conservación da masa nunha reacción química. Lei de Lavoisier	7
2.3	Ecuacións químicas: axuste.....	8
2.4	Energía nas reaccións químicas	10
2.5	Masa atómica e masa molecular	11
2.6	Mol. Masa molar. Número de Avogadro.....	12
2.7	Cálculos estequiométricos	15
2.8	Reaccións químicas e o noso contorno	18
3.	Resumo de contidos	19
4.	Actividades complementarias.....	20
5.	Cuestionario de autoavaliación	23
6.	Solucionarios.....	25
6.1	Solucións das actividades propostas	25
6.2	Solucións das actividades complementarias.....	31
6.3	Solucións do cuestionario de autoavaliación.....	38
7.	Glosario.....	40
8.	Bibliografía e recursos.....	41

1. Introducción

1.1 Descrición da unidade didáctica

A vida sería imposible se os átomos e as moléculas non reaccionasen entre si producindo novas substancias. A clorofila das plantas capta a luz do sol; esta enerxía, xunto co CO_2 e o H_2O , convértese dentro do vexetal noutras moléculas, como os glícidos, e estas serven de alimento a animais herbívoros e, en última instancia, ás persoas. Todo iso faise mediante reaccións químicas. O noso propio corpo é un enorme laboratorio onde en cada segundo se producen millóns de reaccións químicas que, simplemente, chamamos vida.

Comezamos a unidade didáctica diferenciando os cambios físicos dos cambios químicos. Nunha reacción química algúns enlaces rómpense nas moléculas iniciais (reactivos) para deseguido unirse os átomos separados formando enlaces diferentes e dando lugar así a substancias distintas das iniciais (os produtos).

Veremos que nas reaccións químicas os átomos non se modifican. Entón, a masa dos produtos ten que ser a mesma que a masa dos reactivos (lei de Lavoisier), e isto obrigáranos a axustar as ecuacións químicas.

Para rematar introduciremos os conceptos de masa atómica e mol, co obxectivo de aprender a resolver cálculos estequiométricos con gramos, moles, moléculas, litros, etc.

1.2 Coñecementos previos

Convén repasar o aprendido na unidade anterior sobre gases e teoría atómica da materia. Tamén cómpre repasar contidos do módulo 2.

- Módulo 2. Unidade 1: *magnitudes directamente proporcionais e regra de tres directa*.
- Módulo 2. Unidade 3: *cambios de estado de agregación*.

1.3 Obxectivos didácticos

- Distinguir os cambios físicos dos químicos en situacións da vida cotiá.
- Interpretar os cambios químicos como a formación de novas substancias debido ao cambio dos enlaces entre átomos.
- Aceptar a conservación da masa nas reaccións químicas como unha consecuencia da conservación dos átomos.
- Propor xustificacións para explicar a conservación da masa en reaccións en que aparentemente non se conserva.
- Saber axustar reaccións químicas sinxelas e identificar os coeficientes estequiométricos como o número de moléculas que reaccionan.
- Interpretar o mol como unha cantidade de substancia axeitada na manipulación de materiais e nos cálculos químicos.
- Facer correctamente cálculos estequiométricos sinxelos en reaccións ben axustadas.
- Valorar a importancia práctica das reaccións químicas na nosa vida habitual e as súas repercusións económicas, sociais e ambientais.

2. Secuencia de contidos e actividades

2.1 Cambios físicos e cambios químicos

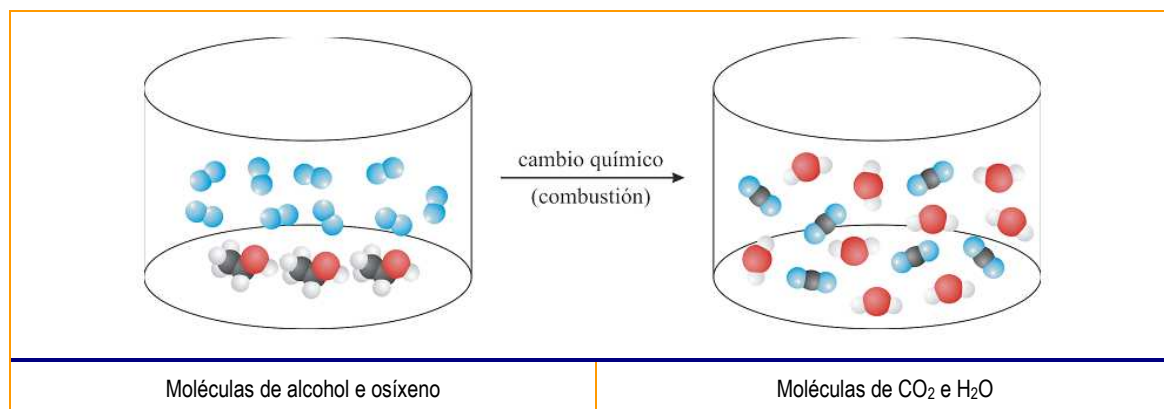
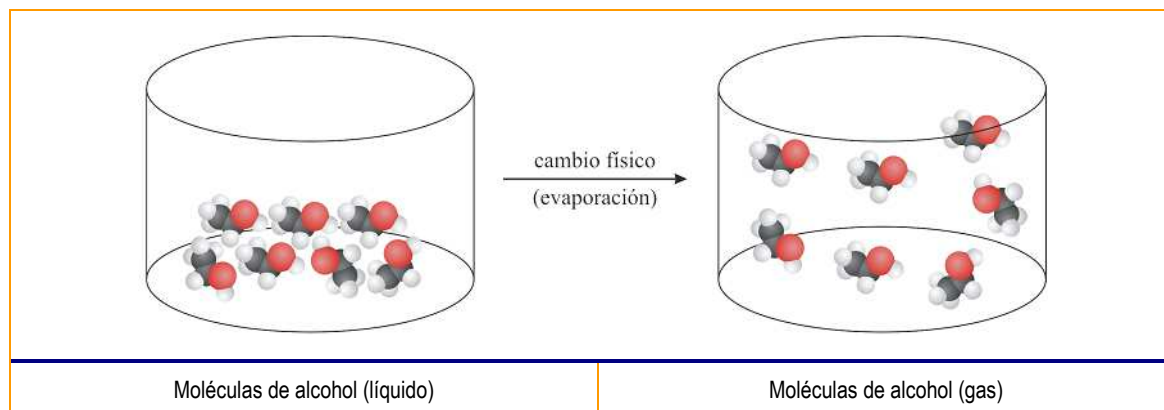
Cambios físicos

Consideremos as accións seguintes: evaporar auga ou alcohol, rachar en dous anacos unha folla de papel, disolver azucre no leite e machucar allos no morteiro. Todas elas son exemplos de *cambios físicos*, porque as substancias son as mesmas antes e despois da acción realizada: a auga segue a ser auga, o alcohol segue a ser alcohol, o papel segue a ser papel, etc. Nun cambio físico, as moléculas non sofren cambios, son idénticas antes e despois do cambio. Os cambios de estado son exemplos de cambios físicos.

Cambios químicos

Consideremos agora estoutros cambios: queimar alcohol ou papel, oxidarse o ferro, fritir un ovo, elaborar viño a partir da uva, botar un anaco de cobre en ácido nítrico (experiencia de laboratorio). Son todos exemplos de *cambios químicos* ou *reaccións químicas*, xa que as substancias iniciais (alcohol, ferro, papel...) non son iguais que as finais. Nun cambio ou nunha reacción química as moléculas non son as mesmas antes que despois. As substancias iniciais chámanse *reactivos* e as finais *productos*.

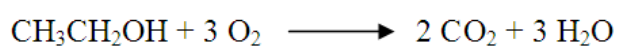
Vexamos con detalle o que lles ocorre ás moléculas de alcohol ($\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$) nun cambio físico, como a evaporación, e nun cambio químico, como a combustión (queimar):



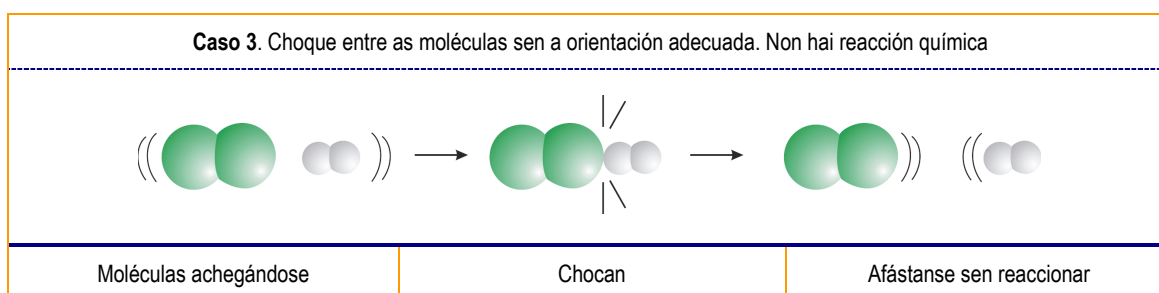
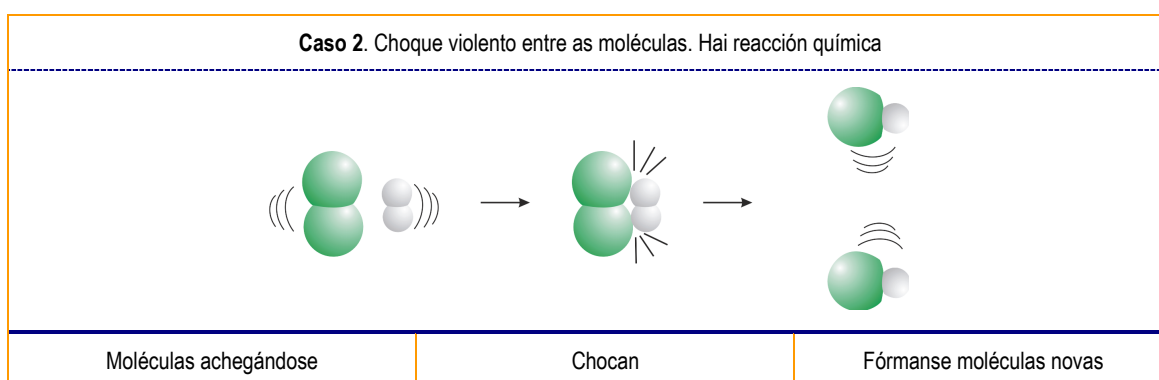
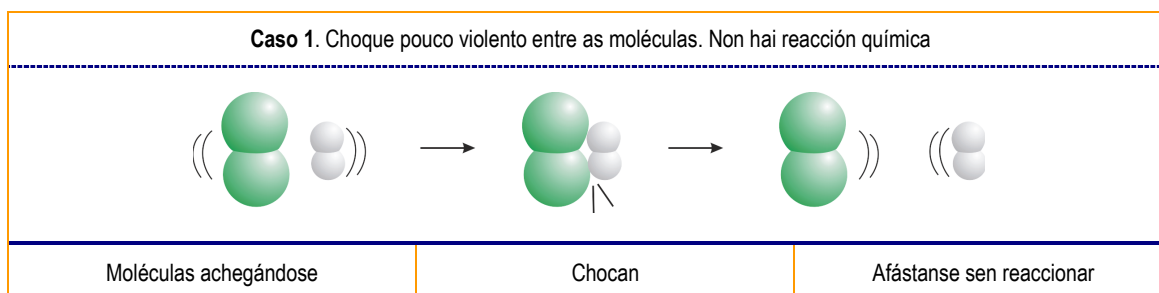
Esta reacción química de combustión do alcohol representámola graficamente así:



e con fórmulas químicas así:



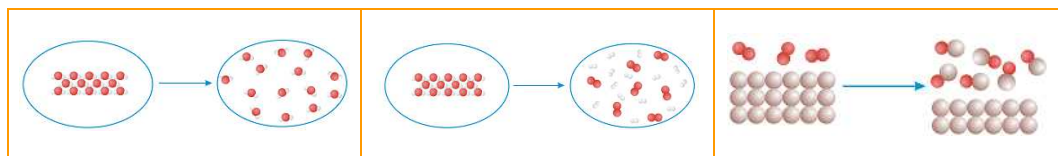
Para que as moléculas reaccionen teñen que achegarse entre si, máis concretamente teñen que chocar unhas coas outras. Se o choque é suficientemente violento e a orientación espacial a adecuada pódense romper enlaces entre os átomos dos reactivos, separarse eses átomos e reunirse (enlazarse) de novo, pero con átomos diferentes, formando novas moléculas. Fíxese nos debuxos seguintes, onde se representa a reacción $\text{F}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HF}$:



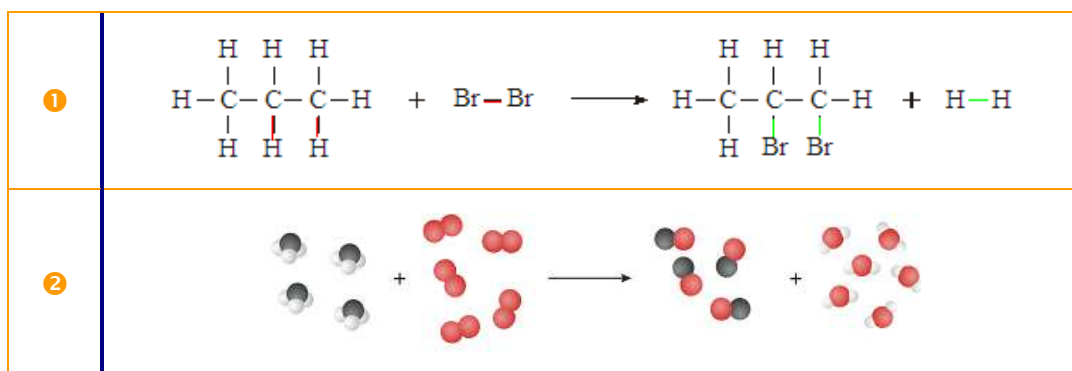
Xa que logo, en esencia, unha reacción química consiste na ruptura dalgúns dos enlaces (ou todos) entre os átomos dos reactivos e a formación de enlaces novos que dan lugar a novas moléculas, os produtos, que son substancias completamente diferentes aos reactivos.

Actividades propostas

- S1.** Observando as moléculas dos debuxos que seguen, diga se son cambios físicos ou químicos:



- S2.** Identifique nas reaccións químicas seguintes que enlaces entre átomos se rompen e cales se formaron:

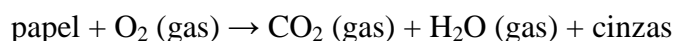


- S3.** Unha reacción química na fotosíntese é: $6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 6 \text{O}_2 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- Que substancias son os reactivos? Como se chaman?
 - Que substancias son os produtos? Cales son os seus nomes?

2.2 Conservación da masa nunha reacción química. Lei de Lavoisier

Sabemos que nunha reacción química os átomos que hai nas moléculas dos reactivos son os mesmos que hai nas moléculas dos produtos pero enlazados de xeito diferente. E como son os mesmos, teñen a mesma masa antes que despois da reacción. Dito doutro xeito, a masa dos reactivos ten que ser igual á masa dos produtos. Esta conservación da masa nas reaccións químicas descubriuna o químico francés Lavoisier (1743-1794, guillotinado), cando non se coñecía con certeza a existencia do átomo.

Ás veces parece que nas reaccións químicas non se conserva a masa. Por exemplo, se pesamos un papel antes e despois de queimalo, non pesa o mesmo. Cal é a explicación? Ocorre que a reacción química que se produce na combustión do papel é esta:



Se queimamos o papel nun frasco pechado e non deixamos escapar o dióxido de carbono CO_2 e a auga (gases) producidos, daquela habemos comprobar que os gramos antes e despois da combustión son os mesmos:



En resumo, a conservación da masa nunha reacción química é consecuencia da "conservación" dos átomos na reacción química.

Actividade resolta

Cando unha peza de 20 g de ferro se oxida, acaba pesando 28,6 g. Está este feito en contra da lei de Lavoisier? Explíqueo.

Solución

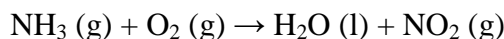
O ferro xúntase cos átomos de osíxeno producindo óxido de ferro, FeO . Daquela a peza de ferro logo de oxidar tamén ten átomos de osíxeno e por tanto pesa máis, por iso ten máis gramos.

Actividade proposta

- S4. Ao quentarmos 10 g de cobre fórmanse 12.52 g de óxido de cobre. Cantos gramos de osíxeno reaccionaron co cobre? Reacción: cobre + osíxeno \rightarrow óxido de cobre.

2.3 Ecuacións químicas: axuste

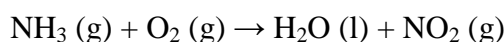
A ecuación química é a representación simbólica da reacción química. Na esquerda pónense as fórmulas dos reactivos e na dereita as dos produtos; por exemplo:



Entre parénteses ponse o estado físico da substancia: (g) = gas; (l) = líquido; (s) = sólido; (aq) = disolvido en auga; (↓) = precipitado sólido insoluble que se vai ao fondo do recipiente.

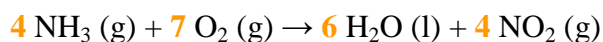
Axuste dunha ecuación química

A ecuación química ten que reflectir que na reacción que representa non se crea nin desaparece ningún átomo; ten que haber os mesmos átomos de cada elemento nos reactivos e nos produtos. Por isto temos que *axustar* as ecuacións químicas. Como se fai? Vemos un exemplo. A ecuación anterior,



non está ben escrita, non está axustada. Observamos que nos reactivos hai tres átomos de hidróxeno (H) e nos produtos hai dous, e que nos reactivos hai dous átomos de osíxeno (O) e nos produtos tres, e non pode ser así!

Para axustarmos a ecuación e que corresponda coa realidade do que ocorre, temos que determinar cantas moléculas de cada substancia realmente reaccionan. Pódese facer por aproximación (ás veces non é doado) ata igualar o número de átomos nos dous membros da ecuación. No caso da ecuación anterior sería:



Os números que pomos diante das fórmulas de cada substancia chámanse *coeficientes estequiométricos*, e indican o número de moléculas que reaccionan. Comprobamos que está ben axustada:

	Reactivos	Produtos
■ Átomos de nitróxeno N	4x1 = 4	4x1 = 4
■ Átomos de hidróxeno H	4x3 = 12	6x2 = 12
■ Átomos de osíxeno O	7x2 = 14	6x1 + 4x2 = 14

Xa que logo, na reacción anterior, catro moléculas de amoníaco (NH₃) reaccionan con sete moléculas de O₂ para producir seis moléculas de auga H₂O e catro de NO₂.

■ Observacións prácticas

- No axuste non se poden cambiar os subíndices das fórmulas; non se pode facer, por exemplo, cambiar H₂O por H₃O xa que entón non sería auga!
- Empece axustando os elementos que aparezan no menor número de moléculas. Por exemplo, na reacción anterior non empece axustando o osíxeno, xa que está presente en tres moléculas diferentes, entanto que o N e o H están só en dúas.

Actividades propostas

S5. Comprobe se as seguintes reaccións químicas están ben axustadas:

- $6 \text{HBr} + 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{AlBr}_3 + 3 \text{H}_2$
- $2 \text{C}_3\text{H}_8\text{O} + 9 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$

S6. Axuste as ecuacións químicas:

- $\text{NH}_3 (\text{g}) + \text{FeO} (\text{s}) \rightarrow \text{Fe} (\text{s}) + \text{N}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- $\text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{KCl} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- $\text{N}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3 (\text{g})$
- $\text{ZnS} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{ZnO} (\text{s}) + \text{SO}_2 (\text{g})$

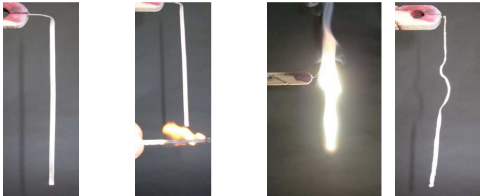
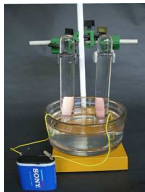
S7. Que significan os subíndices nunha fórmula química? E os coeficientes estequiométricos? Pódense cambiar os subíndices cando axustamos unha ecuación química?

2.4 Enerxía nas reaccións químicas

Outra das grandes utilidades das reaccións na nosa vida é a obtención de enerxía a partir delas. Así ocorre nas combustións (madeira, carbón, petróleo, alcohol, etc.) tan empregadas pola humanidade desde moi antigo, na obtención de enerxía eléctrica nas pilas e baterías e, na actualidade, coas pilas de hidróxeno, con grande futuro aparentemente.

- **Reaccións exotérmicas.** Unha reacción química en que se desprenda enerxía chámase *exotérmica*. Esta enerxía desprendida pode ser de tres tipos: enerxía eléctrica (como na batería de chumbo dun coche), luminosa (como nas bengalas de socorro dun barco ou a luz do lume) e calorífica (como cando arde o gas butano).
- **Reaccións endotérmicas.** Pero en moitas outras reaccións non se desprende enerxía, senón que os reactivos a absorben: son as reaccións *endotérmicas*, e poden absorber enerxía dos tres tipos anteriores (eléctrica, luminosa e calorífica).

Observemos no laboratorio reaccións dos dous tipos:

<ul style="list-style-type: none">■ Prendémoslle lume cun misto a un anaco de 10 cm de cinta do metal magnesio; ocorre o proceso $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$, e desprende calor e unha luz branca moi intensa (foi utilizada nos antigos cubos de flash das cámaras fotográficas).	
<ul style="list-style-type: none">■ Disolvemos 50 g de nitrato amónico NH_4NO_3 en 200 g de auga da billa nun vaso de precipitados. Cun termómetro metido na auga observamos como baixa a temperatura: é unha reacción endotérmica.	
<ul style="list-style-type: none">■ Facemos a electrólise da auga cunha pila; ocorre a reacción $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$. A reacción é endotérmica porque absorbe enerxía eléctrica da batería para descompoñer a auga en hidróxeno e osíxeno.	

Por que unhas reaccións liberan enerxía e outras a absorben? Porque para poder romper os seus enlaces os reactivos absorben enerxía, pero cando os átomos se xuntan de novo formando enlaces nos produtos, desprenden enerxía. Se desprende máis enerxía da que absorbeu, a reacción é exotérmica; se os reactivos absorben máis enerxía da que logo se desprende, a reacción é endotérmica.

2.5 Masa atómica e masa molecular

- **Masa atómica:** é a masa dun átomo. A masa atómica do ouro é $3,27 \cdot 10^{-22}$ gramos, porque é a masa dun átomo de ouro. É unha masa pequenísima, polo que o gramo é unha unidade demasiado grande para a medir. Por iso adóitase medir masas atómicas en *umas* (unidades de masa atómica): $1\text{u} = 1,66 \cdot 10^{-24}$ g (na táboa periódica figuran as masas atómicas en umas). Así, a masa dun átomo de ouro son 197 u, que é un número máis cómodo. O átomo máis lixeiro, o hidróxeno, ten unha masa de 1,00794 umas.

Masa das partículas elementais

Protón (p)
1,00728 u

Neutrón (n)
1,00867 u

Electrón (e)
0,00055 u

- **Masa molecular:** é a masa dunha molécula ao sumar as dos átomos que a forman. Por exemplo, a masa molecular do butano C_4H_{10} é: $4 \times 12,011\text{ u} + 10 \times 1,00794\text{ u} = 58,12\text{ u}$.

Actividades propostas

- S8. Localice na táboa periódica as masas atómicas destes elementos: sodio, cinc, chumbo, iodo e osíxeno.
- S9. Calcule a masa dun átomo de iodo expresada en gramos e en quilogramos.
- S10. Calcule a masa molecular das substancias seguintes:
- Sulfato de cobre, CuSO_4
 - *Aspirina* (ácido acetil salicílico), $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$

2.6 Mol. Masa molar. Número de Avogadro

Un, dous ou mil átomos é unha cantidade tan pequena de materia que é case inmanexable. Na práctica, cando no laboratorio ou na vida normal se produce unha reacción química, interveñen nela millóns de millóns de átomos. Por iso introducimos o concepto de mol.

Collamos un átomo calquera do sistema periódico, o xofre por exemplo. Un átomo de xofre (S) ten unha masa de 32 umas. Cantos átomos de xofre hai que coller para xuntar entre todos eles 32 gramos? Pois... hai que contalos! Isto xa se fixo, e resulta que hai que coller $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de xofre. Isto é así para todos os átomos da táboa periódica; por exemplo, para xuntar 35.45 g de cloro hai que coller $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de cloro.

Mol e número de Avogadro

A esta cantidade, $6,023 \cdot 10^{23}$ obxectos, chamámola *mol*. Daquela, un mol de átomos son $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos, un mol de moléculas son $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas, un mol de virus son $6,023 \cdot 10^{23}$ virus, un mol de euros son $6,023 \cdot 10^{23}$ euros, etc. O número $6,023 \cdot 10^{23}$, é o *número de Avogadro* (Amedeo Avogadro, 1776-1856).

Fíxese nestes exemplos:

Cantidade	Gramos	Número de partículas
1 mol de cobre (Cu)	63.55 gramos	$6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de cobre
1 mol de auga (H ₂ O)	18,015 gramos	$6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de auga
1 mol de amoníaco (NH ₃)	17.03 gramos	$6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco

Masa molar

É a masa dun mol de partículas. Así, da táboa anterior dedúcese que a masa molar do cobre é 63,55 g, a masa molar da auga é 18,015 g e a masa molar do amoníaco é 17,03 g.

Algúns cálculos

Imos utilizar o que levamos aprendido nuns exemplos nos que facemos cálculos con moles, gramos, moléculas e átomos.

Atención!: para facilitar os cálculos empregaremos a cantidade $6 \cdot 10^{23}$ como número de Avogadro. Pódense facer os cálculos por “regra de tres” ou por factores de conversión.

- ¿Cantos moles hai en 100 g de auga? ¿Cántas moléculas? ¿Cántos átomos?

[Datos para ter en conta: 1 mol de H₂O = 18 g = $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de auga]

$$100 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 5.56 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$5.56 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 3,34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

$$3,34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{O} \times \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 10^{25} \text{ átomos}$$

- Cantos gramos son tres moles de ácido sulfúrico, H_2SO_4 ? Cantos átomos de osíxeno hai neses gramos?

[Datos necesarios: 1 mol H_2SO_4 = 98 g = $6 \cdot 10^{23}$ moléculas]

$$3 \text{ mol } H_2SO_4 \times \frac{98 \text{ g}}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 294 \text{ g de } H_2SO_4$$

$$3 \text{ mol } H_2SO_4 \times \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \times \frac{4 \text{ átomos de osíxeno}}{1 \text{ molécula } H_2SO_4} = 7,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos de osíxeno}$$

- Calculemos a masa en gramos dunha molécula de ácido clorhídrico, HCl.

[Datos: 1 mol HCl = 36.46 gramos = $6 \cdot 10^{23}$ moléculas]

Razoamos así: se $6 \cdot 10^{23}$ moléculas son 36.46 gramos, daquela unha molécula son x gramos.

$$\left. \begin{array}{l} 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \rightarrow 36,46 \text{ gramos} \\ 1 \text{ molécula} \rightarrow x \text{ gramos} \end{array} \right\}$$

Esta regra de tres, logo de a resolver, queda así:

$$1 \text{ molécula} \times \frac{36.46 \text{ g}}{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 6,08 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Volume molar

É o volume que ocupa un mol dunha substancia. Cada sólido e cada líquido teñen o seu propio volume molar. A auga líquida ten un volume molar de 18 mL, o ferro 7.1 mL, o ácido oleico 315.6 mL. Xa vemos que en xeral son distintos.

Pero hai un feito curioso: moitos gases teñen o mesmo volume molar! Así, a 0 °C e 1 atm (chamadas "condicións normais" -CN-), un mol de gas ocupa 22,4 litros aproximadamente. Por exemplo, un mol de O_2 ocupa 22,4 litros, un mol de helio (He) tamén ocupa 22,4 L e un mol de metano (CH_4) ocupa 22,4 L.

Actividades resoltas

Calculemos:

■ Masa molar da vitamina C, $C_6H_8O_6$	176,13 gramos cada mol
■ Cantos moles son 200 g de vitamina C?	$200 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{176,13 \text{ g}} = 1,14 \text{ mol}$

<ul style="list-style-type: none"> ■ Cantas moléculas hai en 90 mg da vitamina? 	<p>Pasamos 90 mg a gramos dividindo por mil: 90 mg = 0,090 gramos. Agora multiplicamos os gramos polos factores de conversión adecuados:</p> $0,090\text{ g} \cdot \frac{1\text{ mol}}{176,13\text{ g}} = 5,11 \cdot 10^{-4}\text{ moles de vitamina C}$ $5,11 \cdot 10^{-4}\text{ mol} \cdot \frac{6 \cdot 10^{23}\text{ moléculas}}{1\text{ mol}} = 3 \cdot 10^{20}\text{ moléculas de vitamina}$
--	---

Actividades propostas

- S11.** En 25 g de prata, cantos átomos hai?
- S12.** Temos $2,9 \cdot 10^{25}$ átomos de ferro. Cantos gramos son?
- S13.** Cantos litros ocupan (condicións normais) 300 g de monóxido de carbono (CO)?
- S14.** Nunha sala de $9 \times 2,6 \times 6,5$ m:
- a) Cantos metros cúbicos de aire hai? Cantos litros?
 - b) De cada 100 L de aire, 20 L son de O₂. Cantos litros de osíxeno hai na sala?
 - c) Se ese O₂ estivese a 0 °C e 1 atm, cantos moles de gas serían? E gramos?
- S15.** Cantos gramos de NO₂ hai nun matraz de 1 L en condicións normais?

2.7 Cálculos estequiométricos

Cantos litros de osíxeno se consomen cando queimamos unha bombona de butano? Cantos quilogramos de carbón hai que engadir ao reactor para producir ferro a partir da chatarra oxidada? Canto carbonato sódico teñen que botar os bombeiros na estrada onde un camión verteu a cisterna con ácido nítrico? Para o saber, temos que aprender a facer cálculos estequiométricos; como imos ver de contado, están baseados nas ecuacións químicas.

A ecuación química axustada indícanos a proporción en que reaccionan as moléculas entre si. A reacción $2 \text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 (\text{g})$ dinos que dúas moléculas de HCl reaccionan cun átomo de Zn; ou tamén, que dous moles de moléculas de HCl reaccionan cun mol de átomos de Zn, producindo un mol de ZnCl_2 e un mol de H_2 gasoso. E como xa sabemos pasar moles a gramos, podemos recoller a información anterior nesta táboa

	2 HCl	+	Zn	→	ZnCl ₂	+	H ₂ (g)
■ Moles	2 mol		1 mol	→	1 mol		1 mol
■ Gramos	72.92 g		65.41 g	→	136.32 g		2.02 g
■ Litros (CN)	--		--	→	--		22.4 L

Lembre que o volume molar só lles é aplicable aos gases

Algúns cálculos

A táboa permítenos realizar moitos cálculos referidos a esta reacción química. Exemplos:

- Se facemos reaccionar 200 g de cinc con ácido clorhídrico suficiente:
 - a) Cantos gramos de cloruro de cinc (ZnCl_2) se producirán?
 - b) Cantos moles de hidróxeno gas (H_2) recolleremos?
 - c) Cantos litros de hidróxeno gas son?

Solución:

Resolvemos mediante regras de tres ou por factores de conversión.

$$a) \quad 200 \text{ g Zn} \times \frac{136.32 \text{ g ZnCl}_2}{65.41 \text{ g Zn}} = 416.8 \text{ g ZnCl}_2$$

$$b) \quad 200 \text{ g Zn} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{65.41 \text{ g Zn}} = 3.06 \text{ mol H}_2 (\text{g})$$

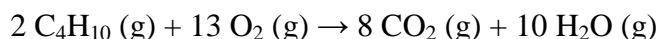
$$c) \quad 200 \text{ g Zn} \times \frac{22.4 \text{ L H}_2}{65.41 \text{ g Zn}} = 68.49 \text{ L H}_2 (\text{g})$$

- Na combustión do gas butano (C_4H_{10}) despréndese dióxido de carbono e vapor de auga.
 - a) Escribir e axustar a ecuación química do proceso.
 - b) Facer a táboa de datos relativa á reacción.
 - c) Unha bombona de butano ten 12 kg deste gas.

- c1) Cantos gramos e litros de osíxeno O_2 do aire cómpren para queimar todo o butano?
- c2) Cantos gramos de dióxido de carbono se emiten a atmosfera nesta combustión?
- c3) Cantos moles de auga se producirán?

Solucións:

a) A ecuación química é: $C_4H_{10} (g) + O_2 (g) \rightarrow CO_2 (g) + H_2O (g)$. Axustámola empezando polo C e polo H, deixando o axuste do osíxeno para o final; resulta:



b) Agora facemos a táboa cos datos de gramos, moles e litros:

	2 $C_4H_{10} (g)$	+	13 $O_2 (g)$	→	8 $CO_2 (g)$	+	10 $H_2O (g)$
■ Moles	2 mol		13 mol	→	8 mol		10 mol
■ Gramos	116.25 g		415.98 g	→	352.08 g		180.15 g
■ Litros (CN)	44.8 L		291.2 L	→	179.2 L		224 L

c) Quéimanse 12.000 gramos de butano. Facemos os cálculos que nos piden:

$$c1) \quad 12000 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{415.98 \text{ g } O_2}{116.25 \text{ g } C_4H_{10}} = 42940 \text{ g} \cong 42.94 \text{ kg } O_2$$

$$12000 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{291.2 \text{ L } O_2}{116.25 \text{ g } C_4H_{10}} = 30059 \text{ L } O_2$$

$$c2) \quad 12000 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{352.08 \text{ g } CO_2}{116.25 \text{ g } C_4H_{10}} = 36344 \text{ g} \cong 36.34 \text{ kg } CO_2$$

$$c3) \quad 12000 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{10 \text{ mol } H_2O}{116.25 \text{ g } C_4H_{10}} = 1032 \text{ mol } H_2O$$

Actividades propostas

S16. Nas piscinas e na potabilización da auga úsase cloro como desinfectante, que se obtén na electrólise do cloruro de sodio, $NaCl$. A reacción química é a seguinte: $NaCl \rightarrow Na + Cl_2 (g)$

- a) Axuste a ecuación química.
- b) Para obter un kilogramo de cloro (Cl_2), cantos gramos de cloruro sódico hai que electrolizar?
- c) Nun día de traballo normal pódense electrolizar en cada cuba 2500 g de $NaCl$. Cantos litros de cloro se conseguen (medidos en CN)?

S17. Para fabricar nitrato amónico nos fertilizantes úsase o amoníaco, NH_3 , que se produce a partir do nitróxeno do aire e de hidróxeno: $\text{N}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3 (\text{g})$

- a) Axuste a ecuación.
- b) Cantos gramos de hidróxeno teñen que reaccionar para producir 1.000 kg de amoníaco?
- c) Con 500 kg de H_2 e todo o nitróxeno que cumpra, cantos moles de NH_3 se poden producir?

2.8 Reaccións químicas e o noso contorno

As reaccións químicas, tanto as naturais como as provocadas polas persoas, teñen moitas repercusións ambientais. Non imos estudalas con profundidade; citamos unhas cantas para que procure información polo menos sobre algunha delas en enciclopedias, libros de texto, xornais, revistas ou internet:

- Emisión de gases nas combustións de vehículos, calefaccións, industrias, centrais eléctricas térmicas, incendios forestais, etc.
- Efecto invernadoiro.
- Chuvia ácida.
- Destrución da capa de ozono.
- Fertilizantes e fitosanitarios; contaminación dos solos e eutrofizacións das augas.

Por outra banda, a importancia das reaccións químicas na economía mundial e na nosa vida cotiá é enorme. A elaboración de combustibles, medicamentos, fibras téxtiles, plásticos, papel, vidro, pinturas, anticonxelantes, fertilizantes, etc., require reaccións químicas. Saber facelo con prudencia respectando o planeta Terra é responsabilidade nosa.

Un gas mortal: o monóxido de carbono

Na combustión de carbón, gasolinas, gas butano... prodúcese dióxido de carbono, CO_2 . Iso é o que pon nos libros e din os profesores. Pero non é toda a verdade! Para que todo o carbono do combustible se transforme en CO_2 ten que haber unha rápida e abundante achega de osíxeno, e iso non sempre é así. Se a combustión é moi veloz o osíxeno do aire non ten tempo de chegar á zona do lume, e a combustión é incompleta: quedan restos de carbono sen queimar (o negro do fume, a feluxe), restos de hidrocarburos sen queimar e, o peor de todo, prodúcese monóxido de carbono, CO .

O monóxido de carbono é incoloro e non cheira, así que non o notamos. Pero é tóxico para nós, e aí está o perigo, que nos intoxicamos sen decatarnos de cal é a causa.

A toxicidade do monóxido de carbono débese a que ocupa o lugar do osíxeno (O_2) na molécula de hemoglobina. Esta molécula é a encargada de coller o osíxeno nos pulmóns e levalo ás células do noso corpo; nas células recolle o CO_2 producido nelas e lévao de volta aos pulmóns, onde o expiramos ao aire. Pero se respiramos monóxido de carbono esta molécula enlázase fortemente coa hemoglobina e xa non se desprende dela, incapacitándoa para transportar osíxeno. Así que aínda que respiremos ben e o osíxeno entre nos pulmóns, non chega ás células: morremos asfixiados.

Todos os anos aparecen nos xornais noticias de mortos por inhalación de monóxido. Cando nos intoxicamos con monóxido de carbono aparecen síntomas algo semellantes a unha gripe, pero normalmente non lle damos importancia, sentímonos mal simplemente. Pero tamén se produce fatiga e sono; se non nos decatamos do que realmente está a ocorrer e nos deixamos durmir, morremos asfixiados durante o sono. Non espertamos nunca máis.

As combustións incompletas adoitan ocorrer en quentadores de auga a gas que teñen a entrada de aire obturadas ou mal regulada. As estufas de carbón e de gas en lugares pouco ventilados causan mortes todos os anos. Os cigarros, as grellas e os incendios forestais son outras fontes de monóxido de carbono.



Un lume azul indica boa combustión



Un lume amarelo indica mala combustión, o lume quenta menos



A feluxe (negro do fume) prodúcese cando o combustible queima mal

3. Resumo de contidos

- *Cambio físico.* Neste tipo de cambio as substancias son as mesmas antes que despois do cambio.
- *Cambio químico.* Créanse substancias novas diferentes das que había inicialmente.
- *Reacción química.* As substancias iniciais son os reactivos, as finais logo do cambio son os produtos. Algúns enlaces entre os átomos dos reactivos rómpense, e os átomos sepáranse, para deseguido enlazarse de novo formando enlaces distintos, creando así novas substancias.
- *Lei de Lavoisier.* Nunha reacción química a masa dos reactivos sempre é igual á masa dos produtos.
- *Axuste das ecuacións químicas.* Nunha reacción os átomos son os mesmos nos reactivos e nos produtos, só cambia a forma de emparellárense entre eles. Axustar unha ecuación química é achar o número de moléculas de cada substancia que reacciona; a estes números chamámolos coeficientes estequiométricos.
- *Enerxía das reaccións químicas.* Unha reacción é exotérmica cando desprende calor, e é endotérmica cando o absorbe.
- *Masa atómica.* É a masa dun átomo. Adóitase medir en umas. Unha uma equivale a $1,66 \cdot 10^{-24}$ gramos.
- *Número de Avogadro.* É este número: $6,02245 \cdot 10^{23}$, que podemos redondear a $6,023 \cdot 10^{23}$.
- *Mol.* Un mol son $6,023 \cdot 10^{23}$ obxectos. Un mol de átomos son $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos, un mol de moléculas son $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas...
- *Masa molar.* É a masa dun mol de átomos ou de moléculas, mídese en gramos. Non o confunda coa masa atómica que se mide en uma. Un exemplo: se a masa atómica dun elemento é 48 uma, a masa molar é 48 g.

4. Actividades complementarias

Cambios físicos e cambios químicos

S18. Clasifique os cambios seguintes en físicos ou químicos, e razoe o porqué:

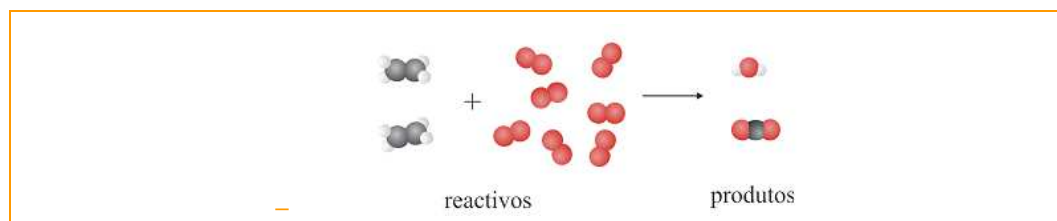
■ Conxelación do líquido refrixerante do coche	■ Pasa-lle o ferro á roupa
■ Disolución do azucre no café con leite	■ Acender unha cociña de gas
■ Evaporación dun perfume	■ Escurecemento dunha mazá que se acaba de pelar
■ Elaboración de maionesa a partir de aceite e ovo	■ Dilatación da ponte de Rande pola calor
■ Fotosíntese nas plantas	■ Tomar bicarbonato nunha pesada dixestión
■ Acender unha cociña de vitrocerámica	■ Remexer un ovo frito cunha con de prata (ennegrece)

Axuste de ecuacións químicas

S19. Axuste as ecuacións químicas seguintes:

$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$	$Pb(NO_3)_2 + KI \rightarrow KNO_3 + PbI_2$
$Fe_2O_3 + C \rightarrow Fe + CO_2$	$KNO_3 \rightarrow K_2O + N_2 + O_2$
$PCl_3 + H_2O \rightarrow HCl + H_3PO_3$	$ZnS + O_2 \rightarrow ZnO + SO_2$
$NO_3Na + CaCl_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + NaCl$	$C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
$Mg(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2O$	$C_6H_{12}O_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
$P_4 + O_2 \rightarrow P_2O_5$	$Fe + Br_2 \rightarrow FeBr_3$

S20. A combustión do eteno, C_2H_6 , produce CO_2 e H_2O . Complete o debuxo seguinte, que representa a reacción de combustión anterior:



Cálculos estequiométricos

S21. Explique por que este enunciado ten que ser falso: “A descomposición de 100 g de nitrato potásico produce 45 g de dióxido de nitróxeno e 85 g de potasio”.

S22. Calcule:

- Cantos átomos de ouro hai nun gramo do metal.
- Cantos moles de Cl_2O_3 hai en 120 gramos desta substancia.

- S23.** Indique se para a ecuación química $2 \text{C}_2\text{H}_2 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ son verdadeiras as afirmacións seguintes:

Afirmación	V / F
■ Cando reaccionan 2 g de C_2H_2 con 5 g de O_2 obtéñense 4 g de CO_2 e 2 g de auga.	
■ Por cada molécula de C_2H_2 que reacciona fórmase unha molécula de auga.	
■ Por cada dous moles de C_2H_2 que reaccionan consúmense cinco moles de osíxeno.	
■ Para obter oito moles de dióxido de carbono hai que queimar oito moles de C_2H_2 .	

- S24.** Verdadeiro ou falso? En todas as reaccións químicas...

Afirmación	V / F
■ ... despréndese calor.	
■ ... consérvase constante a masa.	
■ ... consérvase constante o número de moles.	
■ ... consérvase constante o número de átomos.	
■ ... reorganízanse os enlaces entre os átomos.	

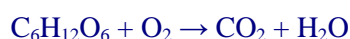
- S25.** De onde se pode extraer máis ouro, de 100 g de AuCl_3 ou de 130 g de Au_2O_3 ?

- S26.** O nitrato amónico descomponse por quentamento segundo esta ecuación:



- a) Axuste a ecuación química.
- b) Cantos gramos de osíxeno obteremos cando se descompoñen 150 g de nitrato amónico?
- c) Cantos litros de osíxeno O_2 se desprenderán cando reaccionen 2 kg de nitrato amónico?

- S27.** A respiración é a combustión bioquímica da glicosa, mediante a reacción global:



- a) Axuste a ecuación química anterior de combustión da glicosa.
- b) Unha persoa queima ao día uns 600 g de glicosa. Cantos gramos de osíxeno se precisan nesa combustión? Cantos moles de dióxido de carbono se producen.

- S28.** Na combustión do gas propano obtivéronse 48 litros de dióxido de carbono. A reacción é a seguinte:



Nota: todos os gases están a 1 atm de presión e cero graos celsius de temperatura (condicións normais).

- a) Está axustada a ecuación química tal como está escrita?
- b) Calcule o volume de propano consumido.
- c) Calcule o volume de osíxeno consumido na combustión.

S29. No proceso $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$:

Nota: todos os gases están a 1 atm de presión e cero graos celsius de temperatura (condicións normais).

- a) Calcule o volume de osíxeno que cómpre para facer reaccionar 20 litros de dióxido de xofre.
- b) Cantos litros de trióxido de xofre obteremos?
- c) Cantos moles son?

S30. A oxidación do ferro transcorre segundo a reacción $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$. É posible obter 2950 g de óxido de ferro a partir de 2350 g de ferro metálico?

S31. O metano é o principal compoñente do gas natural. Cando se queima un mol de metano, CH_4 , despréndense 890 kJ (kilojoules) de calor. A reacción é $\text{CH}_4 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$.

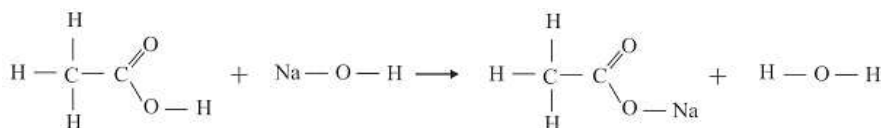
- a) Axuste a ecuación de combustión do metano.
- b) Canta calor se desprende na combustión dun quilogramo de metano?
- c) Cantos moles de dióxido de carbono se emiten á atmosfera na combustión dese quilogramo de metano? Cantos litros son, en condicións normais de presión e temperatura?

5. Cuestionario de autoavaliación

1. Clasifique os cambios seguintes en físicos ou químicos:

Cambios	Físico	Químico
▪ Facer xabón a partir de graxas e sosa		
▪ Evaporación da auga do mar pola calor do sol		
▪ Chover		
▪ Torrar a carne na grella		
▪ Disolver alcatrán en gasolina		

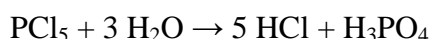
2. Nas seguintes reaccións químicas, identifique que enlaces se rompen e cales se forman:



3. A lei de Lavoisier establece que:

- ☐ O número de moles de reactivos é igual ao número de moles de produtos.
- ☐ A masa dos reactivos é igual á masa dos produtos.
- ☐ Os litros que ocupan os reactivos teñen que ser igual que os litros que ocupan os produtos.
- ☐ O número de moléculas dos reactivos é igual ao número de moléculas dos produtos.

4. Está ben axustada a reacción química seguinte? Por que?



5. Axuste as ecuacións químicas seguintes:

- $\text{HNO}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$

6. Verdadeiro ou falso? Nunha reacción endotérmica...

	V / F
▪ ... a temperatura gárdase dentro dos reactivos.	
▪ ... absórbese enerxía do exterior do recipiente onde se produce a reacción.	
▪ ... despréndese calor cara a fóra do recipiente onde se está a producir a reacción.	
▪ ... absórbense átomos de reactivos.	

7. A masa molar da acetona, $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$, é:

- ☐ 58 u
- ☐ 58 g
- ☐ 54 u
- ☐ 54 g

8. Verdadeiro ou falso? Nun mol de auga líquida hai:

	V / F
▪ $6 \cdot 10^{23}$ átomos de osíxeno.	
▪ $1,2 \cdot 10^{24}$ átomos de hidróxeno.	
▪ 180 gramos de auga.	
▪ 22.4 litros de volume.	

9. O dióxido de xofre, SO_2 (gas), reacciona coa auga producindo ácido sulfuroso:



- Está axustada a ecuación química?
- Reaccionando 100 gramos de SO_2 , cantos gramos de ácido sulfuroso se producirán?
- E reaccionando 100 L de SO_2 , cantos moles de auga se consumirán?

6. Solucionarios

6.1 Solucións das actividades propostas

S1.

Cambios	Físico?	Químico?
	Físico. A auga pasa de sólido a gas.	
		Químico. A auga transfórmase en osíxeno e hidróxeno.
		Químico. Fórmase unha substancia nova diatómica.

S2.

Os enlaces sinalados en vermello son os enlaces que se rompen, e os verdes son os enlaces novos que se formaron na reacción química.

S3.

<ul style="list-style-type: none"> Que substancias son os reactivos? Como se chaman? 	Os reactivos son CO_2 e H_2O : dióxido de carbono e auga.
<ul style="list-style-type: none"> Que substancias son os produtos? Cales son os seus nomes? 	Son osíxeno (O_2) e glicosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)

S4.

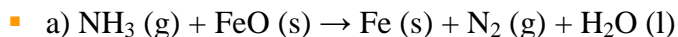
No óxido de cobre hai átomos de osíxeno e de cobre. De cobre hai 10 gramos, e de osíxeno ten que haber o resto ata 12,52 gramos; logo de osíxeno hai 2,52 g.

S5.

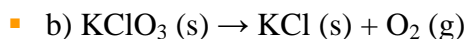
Observemos se hai igual número de átomos de cada elemento nos reactivos e nos produtos. As dúas están ben axustadas.

	Número de átomos			Número de átomos	
	Ractivos	Produtos		Ractivos	Produtos
■ H	6	$3 \times 2 = 6$	■ C	$2 \times 3 = 6$	$6 \times 1 = 6$
■ Br	6	$2 \times 3 = 6$	■ H	$2 \times 8 = 16$	$8 \times 2 = 16$
■ Al	2	2	■ O	$2 \times 1 + 9 \times 2 = 20$	$6 \times 2 + 8 \times 1 = 20$

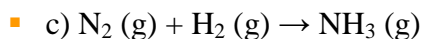
S6.



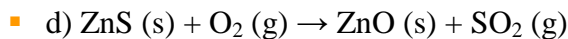
■ Axustamos os nitróxenos:	$2 \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{FeO} (\text{s}) \rightarrow \text{Fe} (\text{s}) + 1 \text{N}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
■ Axustamos os átomos de ferro:	$2 \text{NH}_3 (\text{g}) + 3 \text{FeO} (\text{s}) \rightarrow 3 \text{Fe} (\text{s}) + \text{N}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
■ Axustamos os átomos de osíxeno	$2 \text{NH}_3 (\text{g}) + 3 \text{FeO} (\text{s}) \rightarrow 3 \text{Fe} (\text{s}) + \text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
■ Revise se hai os mesmos átomos nos reactivos que nos produtos!	



■ Axustamos os osíxenos	$2 \text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{KCl} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$
■ Axustamos os átomos de cloro e de potasio	$2 \text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{KCl} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$
■ Comprobe que hai os mesmos átomos nos reactivos que nos produtos!	



■ Axustamos os nitróxenos	$\text{N}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$
■ Axustamos os hidróxenos:	$\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$
■ Comprobe que hai os mesmos átomos nos reactivos que nos produtos!	



■ Os átomos de Zn e de S xa están axustados; queda por axustar o osíxeno. Vemos que nos produtos hai 3 átomos de osíxeno, daquela nos reactivos tamén debe haberlos; para iso temos que multiplicar por 3/2:	$\text{ZnS} (\text{s}) + 3/2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{ZnO} (\text{s}) + \text{SO}_2 (\text{g})$
■ Así hai tres átomos de osíxeno en cada membro. Podemos transformar os coeficientes estequiométricos en números enteiros multiplicando todos eles por 2:	$2 \text{ZnS} (\text{s}) + 2 \cdot 3/2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{ZnO} (\text{s}) + 2 \text{SO}_2 (\text{g})$
■ Simplificando queda finalmente:	$2 \text{ZnS} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{ZnO} (\text{s}) + 2 \text{SO}_2 (\text{g})$
■ Comprobe que hai os mesmos átomos nos reactivos que nos produtos!	

S7.

- a) Os subíndices representan o número de átomos de cada elemento que hai nunha molécula.
- b) Os coeficientes estequiométricos representan o número de moléculas de cada substancia que interveñen na reacción química.
- c) Non se poden cambiar, xa que cambiaríamos a fórmula da molécula, e xa non se trataría da mesma substancia!

S8.

Sodio	Cinc	Chumbo	Iodo	Osíxeno
22,99 u	65,37 u	207,19 u	126,90 u	16,00 u

S9.

- No sistema periódico dos elementos vemos que a masa atómica do iodo é 126,9 umas. Tamén sabemos que a masa molar expresada en gramos/mol contén $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos; daquela:

$$\left. \begin{array}{l} 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \rightarrow 126,90 \text{ g} \\ 1 \text{ átomo} \rightarrow x \end{array} \right\} x = \frac{1 \cdot 126,90}{6,023 \cdot 10^{23}} = 2,1 \cdot 10^{-22} \text{ gramos}$$

Para pasar os gramos a quilogramos dividimos entre mil, e dá $2,1 \cdot 10^{-25}$ kg.

S10.

- a) Sulfato de cobre:
 $1 \text{ Cu} = 63,54 \text{ u}$
 $1 \text{ S} = 32,06 \text{ u}$
 $4 \text{ O} = 4 \times 16,00 \text{ u} = 64,0 \text{ u}$
Masa molecular = $63,54 + 32,06 + 64,0 = 159,6 \text{ u}$
- b) Aspirina $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$
 $9 \text{ C} = 9 \times 12,011 = 108,10 \text{ u}$
 $8 \text{ H} = 8 \times 1,008 = 8,064 \text{ u}$
 $4 \text{ O} = 4 \times 16,0 = 64,0 \text{ u}$
Masa molecular = $108,10 + 8,064 + 64,0 = 180,16 \text{ uma}$

S11.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Ag} \rightarrow 107,87 \text{ g} \\ x \text{ mol} \rightarrow 25 \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{1 \cdot 25}{107,87} = 0,23 \text{ mol de Ag}$$

Agora pasamos moles a átomos:

$$0,23 \text{ mol de Ag} \cdot \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 1,38 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ag.}$$

S12.

Pasamos átomos a moles, e logo os moles a gramos:

$$2,9 \cdot 10^{25} \text{ átomos de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 48,3 \text{ moles de Fe.}$$

$$48,3 \text{ mol de Fe} \cdot \frac{55,845 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2697,3 \text{ gramos}$$

S13.

Un mol de calquera gas ocupa 22,4 litros se está en condicións normais; ademais 1 mol de CO son 12,01 + 16,0 = 28,01 gramos. Daquela pasamos os 300 g de CO a moles e logo os moles a litros:

$$300 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}}{28,01 \text{ g}} = 10,71 \text{ mol de CO}$$

$$10,71 \text{ mol de CO} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 240 \text{ litros}$$

S14.

- a) Volume da sala = lado x lado x lado = 9 x 2,6 x 6,5 = 152,1 m³. Un metro cúbico son 1000 litros, logo 152,1 m³ son 152.000 litros de aire.

- b) Calculamos os litros de O₂:

$$152000 \text{ L de aire} \cdot \frac{20 \text{ L O}_2}{100 \text{ L aire}} = 30420 \text{ litros de osixeno O}_2$$

- c) Como un mol de gas son 22,4 litros:

$$30420 \text{ L de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 1358 \text{ moles de O}_2$$

Cantos gramos son? Pasamos os moles de O₂ a gramos:

$$1358 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol O}_2} = 43456 \text{ g de osixeno.}$$

S15.

Pasamos 1 litro de gas a moles e logo a gramos. Dato: 1 mol de NO₂ = 14,01g + 32,0 g = 46,01 gramos. Calculamos:

$$1 \text{ litro} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,0446 \text{ mol de NO}_2$$

$$0,0446 \text{ mol} \cdot \frac{46,01 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2,05 \text{ gramos de NO}_2 \text{ gas.}$$

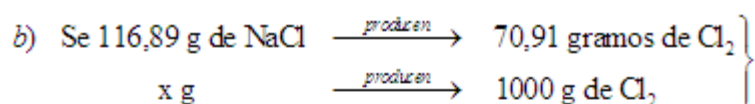
S16.

a) Hai que axustar a ecuación química $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} + \text{Cl}_2$

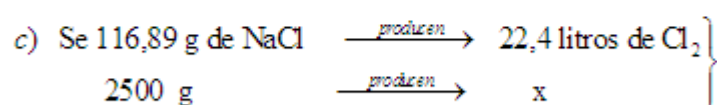
■ Axustamos os cloros pondo un 2 diante do NaCl:	$2 \text{ NaCl} \rightarrow \text{Na} + \text{Cl}_2$
■ Axustamos agora os sodios (Na):	$2 \text{ NaCl} \rightarrow 2 \text{ Na} + \text{Cl}_2$

Escribimos unha táboa cos datos de moles, gramos e litros da reacción anterior:

Reacción	2 NaCl	→	2 Na	+	Cl ₂
■ Moles	2 mol	→	2 mol		1 mol
■ Gramos	116,89 g		45,98 g		70,91 g
■ Litros (CN)	--		--		22,4 L



$$x = \frac{116,89 \cdot 1000}{79,91} = 1648,4 \text{ g de NaCl}$$



$$x = \frac{2500 \cdot 22,4}{116,89} = 479 \text{ litros de cloro}$$

S17.

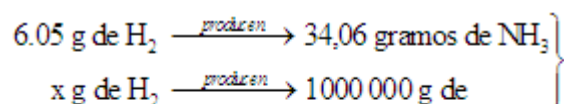
- a) Axustamos a ecuación química.

En primeiro lugar axustamos os nitróxenos: $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

En segundo lugar axustamos os hidróxenos: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ (axustada).

■ Reacción	N ₂	+	3 H ₂	→	2 NH ₃
■ Moles	1 mol		3 moles	→	2 moles
■ Gramos	28,01 g		6,05 g		34,06 g
■ Litros (CN)	22,4 L		67,2 L		44,8 L

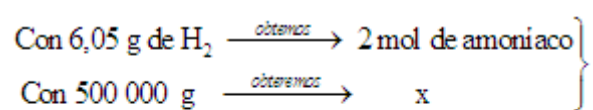
- b)



$$x = \frac{6,05 \cdot 1000 \text{ 000}}{34,06} = 177628 \text{ g} = 177,6 \text{ kg}$$

Observe que na regra de tres non puxemos 1.000 kg, senón 1.000.000 gramos, xa que na liña anterior escribimos 34,06 gramos: as dúas unidades deben ser iguais.

■ c)



$$x = \frac{500000 \cdot 2}{6,05} = 165\,289 \text{ moles de } \text{NH}_3$$

6.2 Solucións das actividades complementarias

S18.

Afirmación	Físico ou Químico	Xustificación
<ul style="list-style-type: none"> Conxelación do líquido refrixerante do coche. 	Físico	O líquido segue sendo a mesma substancia
<ul style="list-style-type: none"> Disolución do azucre no café con leite. 	Físico	O azucre segue sendo azucre
<ul style="list-style-type: none"> Evaporación dun perfume. 	Físico	O perfume só pasa de líquido a vapor, segue sendo o mesmo perfume e a mesma molécula
<ul style="list-style-type: none"> Elaboración de maionesa a partir de aceite e ovo. 	Físico	Fórmase unha emulsión (un tipo de disolución) do ovo no aceite, pero seguen sendo ovo e aceite.
<ul style="list-style-type: none"> Fotosíntese nas plantas. 	Químico	Prodúcense novas substancias na fotosíntese
<ul style="list-style-type: none"> Acender unha cociña de vitrocerámica. 	Físico	Unha resistencia aumenta a temperatura, pero non se produce ningunha nova substancia
<ul style="list-style-type: none"> Pasarlle o ferro á roupa. 	Físico	A roupa non cambia a súa composición química.
<ul style="list-style-type: none"> Acender unha cociña de gas. 	Químico	Na combustión do gas xéranse novas substancias
<ul style="list-style-type: none"> Escurecemento dunha mazá que se acaba de pelar. 	Químico	Prodúcese a oxidación de substancias da mazá.
<ul style="list-style-type: none"> Dilatación da ponte de Rande pola calor. 	Físico	Os materiais da ponte non cambian de composición
<ul style="list-style-type: none"> Tomar bicarbonato nunha pesada dixestión. 	Químico	O bicarbonato reacciona co ácido do estómago e produce novos gases, novas substancias
<ul style="list-style-type: none"> Remexer un ovo frito cunha culler de prata (ponse negra!). 	Químico	O xofre do ovo reacciona coa prata e forma sulfuro de prata negro.

S19.

Reacción proposta:	Reacción axustada:
$\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$2 \text{C}_2\text{H}_6 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$	$2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} \rightarrow 4 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$
$\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_3\text{PO}_3$	$\text{PCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{HCl} + \text{H}_3\text{PO}_3$
$\text{NO}_3\text{Na} + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaCl}$	$2 \text{NO}_3\text{Na} + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NaCl}$
$\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
$\text{P}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$	$\text{P}_4 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{P}_2\text{O}_5$
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{PbI}_2$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{KI} \rightarrow 2 \text{KNO}_3 + \text{PbI}_2$
$\text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{O} + \text{N}_2 + \text{O}_2$	$2 \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{O} + \text{N}_2 + 5/2 \text{O}_2$
$\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$	$\text{ZnS} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
$\text{Fe} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{FeBr}_3$	$2 \text{Fe} + 3 \text{Br}_2 \rightarrow 2 \text{FeBr}_3$

S20.

Primeiro axustamos a reacción: $2 \text{C}_2\text{H}_6 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

No debuxo da reacción observamos que nos reactivos hai 2 moléculas de C_2H_6 e 7 moléculas de O_2 , o que é correcto, pero nos produtos faltan moléculas: faltan por debuxar 3 moléculas máis de CO_2 e 5 moléculas máis de auga H_2O .

S21.

É falso porque a masa dos produtos é $45 + 85 = 130$ gramos entanto que a masa dos reactivos é 10 gramos, non son iguais as dúas masas, daquela non pode ser certo.

S22.

- a) No sistema periódico dos elementos vemos que a masa atómica do ouro (Au) é 196,97 umas. Polo tanto un mol de ouro son 196,97 gramos, e para saber cantos átomos son, facemos unha proporción (regla de tres):

$$\left. \begin{array}{l} 196,97 \text{ gramos} \xrightarrow{\text{mol}} 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de ouro} \\ 1 \text{ g de ouro} \xrightarrow{\text{mol}} x \text{ átomos} \end{array} \right\}$$

$$x = \frac{1 \cdot 6 \cdot 10^{23}}{196,97} = 3,05 \cdot 10^{21} \text{ átomos}$$

- b) Primeiro calculamos cantos gramos son un mol de Cl_2O_3 : $2 \times 35,45 + 3 \times 16,00 = 118,9$ g cada mol. Entón:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \xrightarrow{\text{mol}} 118,9 \text{ gramos} \\ x \text{ mol} \xrightarrow{\text{mol}} 120 \text{ gramos} \end{array} \right\}$$

$$x = \frac{120 \cdot 1}{118,9} = 1,009 \text{ moles de } \text{Cl}_2\text{O}_3$$

S23.

Afirmación	V / F
<ul style="list-style-type: none"> Cando reaccionan 2 g de C_2H_2 con 5 g de O_2 obtéñense 4 g de CO_2 e 2 g de auga. 	Falso. A masa dos produtos non é igual a masa dos reactivos.
<ul style="list-style-type: none"> Por cada molécula de C_2H_2 que reacciona fórmase unha molécula de auga. 	Verdadeiro
<ul style="list-style-type: none"> Por cada dous moles de C_2H_2 que reaccionan consúmense cinco moles de osíxeno. 	Verdadeiro
<ul style="list-style-type: none"> Para obter oito moles de dióxido de carbono hai que queimar oito moles de C_2H_2. 	Falso. Hai que queimar 4 moles de C_2H_2

S24.

Afirmación	V / F
... despréndese calor”.	Falso
... consérvase constante a masa”.	Verdadeiro
... consérvase constante o número de moles”.	Falso
... consérvase constante o número de átomos”.	Verdadeiro
... reorganizanse os enlaces entre os átomos”.	Verdadeiro

S25.

- Antes temos que calcular a masa molar de cada composto:

$$M(\text{AuCl}_3) = 196,97 + 3 \times 35,45 = 303,32 \text{ gramos cada mol de AuCl}_3$$

$$M(\text{Au}_2\text{O}_3) = 196,97 \times 2 + 3 \times 16,00 = 441,94 \text{ gramos cada mol de Au}_2\text{O}_3.$$

- Agora calculamos cantos gramos de ouro hai en cada composto:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Se en } 303,32 \text{ gramos de AuCl}_3 \xrightarrow{\text{hai}} 196,97 \text{ g de Au} \\ \text{en } 100 \text{ g de AuCl}_3 \xrightarrow{\text{habera}} x \end{array} \right\}$$

$$x = \frac{100 \cdot 196,97}{303,32} = 64,94 \text{ g de Au.}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Se en } 441,94 \text{ g de Au}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{hai}} 2 \times 196,97 = 393,94 \text{ g de Au} \\ \text{en } 100 \text{ g de Au}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{habera}} x \end{array} \right\}$$

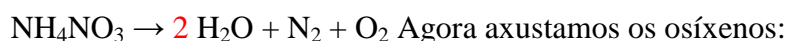
$$x = \frac{100 \cdot 393,94}{441,94} = 89,14 \text{ g}$$

Daquela extraeremos máis ouro do segundo composto.

S26.

- a) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2 + \text{O}_2$

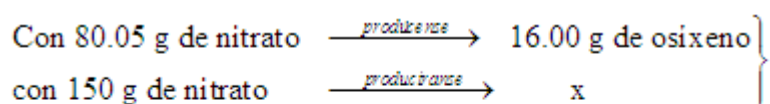
Os nitróxenos están xa axustados, daquela axustamos os hidróxenos:



$\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O} + \text{N}_2 + 1/2 \text{ O}_2$ (podemos deixar o coeficiente 1/2 así; tamén podería vostede, se quere, multiplicar todos os coeficientes estequiométricos por 2: a reacción seguirá estando ben axustada).

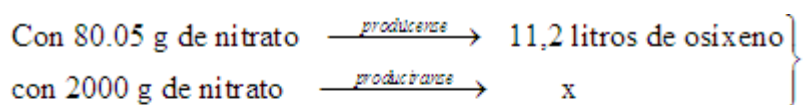
	NH_4NO_3	\rightarrow	$2 \text{ H}_2\text{O}$	+	$\text{N}_2 \text{ (gas)}$	+	$1/2 \text{ O}_2 \text{ (gas)}$
■ Moles	1 mol		2 moles		1 mol		0.5 mol
■ Gramos	80,05 g	\rightarrow	36,03 g		28,01 g		16,00 g
■ Litros	--		--		22.4 L		11,2 L

■ b)



$$x = \frac{150 \cdot 16,00}{80,05} = 29,88 \text{ g de O}_2$$

■ c)



$$x = \frac{2000 \cdot 11,2}{80,05} = 279,8 \text{ L de O}_2$$

Observe que 2 kg = 2000 gramos.

S27.

■ a)

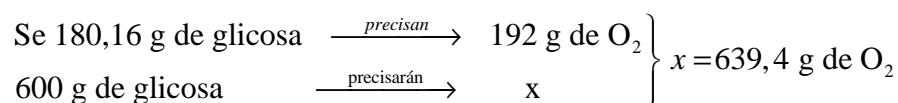
Primeiro axustamos os carbonos: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{ CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Deseguido axustamos os hidróxenos: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$

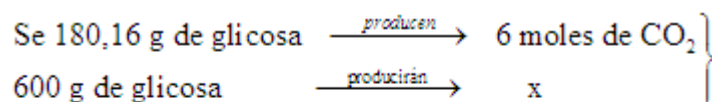
Por último axustamos os osíxenos: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2 \rightarrow 6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$

■ b)

	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2 \rightarrow 6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$					
■ Moles	—	1 mol	—	6 mol	—	6 mol
■ Gramos	—	180,16 g	—	192 g	—	264,07 g
		6 g				108,10 g



■ c)



$$x = \frac{600 \cdot 6}{180,16} = 19,98 \text{ moles de CO}_2$$

S28.

■ a) Non está axustada aínda. Axustámola:

Axustamos os átomos de carbono: $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Axustamos os hidróxenos: $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

Axustamos os osíxenos. Hai 10 osíxenos nos produtos, así que pomos 5 no O_2 :

$\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$ Así está ben axustada.

■ b)

	C_3H_8	+	5O_2	\rightarrow	3CO_2	+	$4 \text{H}_2\text{O}$
■ Moles	1 mol		5 mol		3 mol		4 mol
■ Gramos	44,10 g		160,0 g	\rightarrow	132,03 g		72,06 g
■ Litros	22,4 L		112,0 L		67,2 L		---

Se 22,4 L de C_3H_8 $\xrightarrow{\text{producen}}$ 67,2 litros de CO_2 }
 x litros de propano $\xrightarrow{\text{producirán}}$ 48 L de CO_2 }

$$x = \frac{22,4 \cdot 48}{67,2} = 16 \text{ litros de propano}$$

■ c)

Se 112,0 L de O_2 $\xrightarrow{\text{producen}}$ 67,2 litros de CO_2 }
 x litros de osíxeno $\xrightarrow{\text{producirán}}$ 48 L de CO_2 }

$$x = \frac{112,0 \cdot 48}{67,2} = 80 \text{ litros de } \text{O}_2$$

S29.

■ A reacción $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$ xa está axustada.

	2SO_2	+	O_2	\rightarrow	2SO_3
■ Moles	— 2 mol	—	1 mol	—	— 2 mol
■ Litros	— 44,8 L	—	22,4 L	—	— 44,8 L

■ a)

Se 22,4 L de O_2 $\xrightarrow{\text{reaccionan con}}$ 44,8 litros de SO_2 }
 x litros de O_2 $\xrightarrow{\text{reaccionarán con}}$ 20 L de SO_2 }

$$x = \frac{22,4 \cdot 20}{44,8} = 10 \text{ litros de } \text{O}_2$$

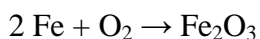
$$\left. \begin{array}{l} \text{b) Se } 22,4 \text{ L de } \text{O}_2 \rightarrow 44,8 \text{ L de } \text{SO}_3 \\ 10 \text{ L de } \text{O}_2 \rightarrow x \end{array} \right\} x = \frac{10 \cdot 44,8}{22,4} = 20 \text{ L de } \text{SO}_3$$

c) Pasamos os litros de SO_3 a moles:

$$20 \text{ litros de } \text{SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol gas}}{22,4 \text{ litros}} = 0,89 \text{ moles de } \text{SO}_3$$

S30.

- Axustamos a ecuación química empezando polos átomos de ferro:

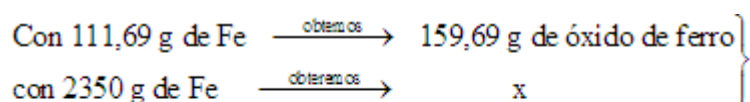


Axustamos os osíxenos: hai tres átomos nos produtos daquela ten que haber tamén 3 nos reactivos; multiplicamos o O_2 por $3/2$:



	2 Fe	+	3/2 O ₂	→	Fe ₂ O ₃
■ Moles	2 mol		1,5 mol		1 mol
■ gramos	111,69 g			→	159,69 g

- Calculamos:

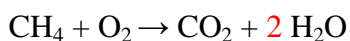


$$x = \frac{2350 \cdot 159,69}{111,69} = 3359,9 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3$$

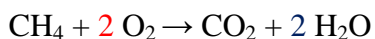
Polo tanto, si que se poden conseguir os 2950 gramos que se citan na pregunta.

S31.

- a) Os carbonos están axustados xa; axustamos os hidróxenos:

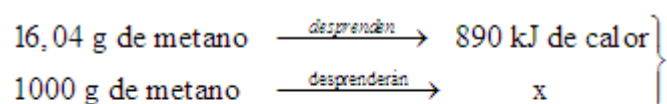


Axustamos os osíxenos. Nos produtos hai 4 átomos de osíxeno, daquela pomos un 2 no O_2 dos reactivos:



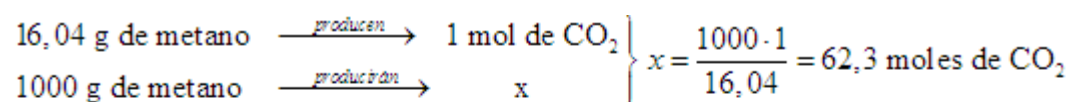
	CH ₄	+	2 O ₂	→	CO ₂	+	2 H ₂ O
■ Moles	1 mol		2 mol		1 mol		2 mol
■ Gramos	16,04 g		64,0 g	→	44,01 g		36,03 g
■ Litros de gas	22,4 L		44,8 L		22,4 L		---

- b) Calor desprendida?



$$x = \frac{1000 \cdot 890}{16,04} = 55486,3 \text{ kJ de calor}$$

- c) Litros de dióxido de carbono?



Cantos litros de CO_2 son?

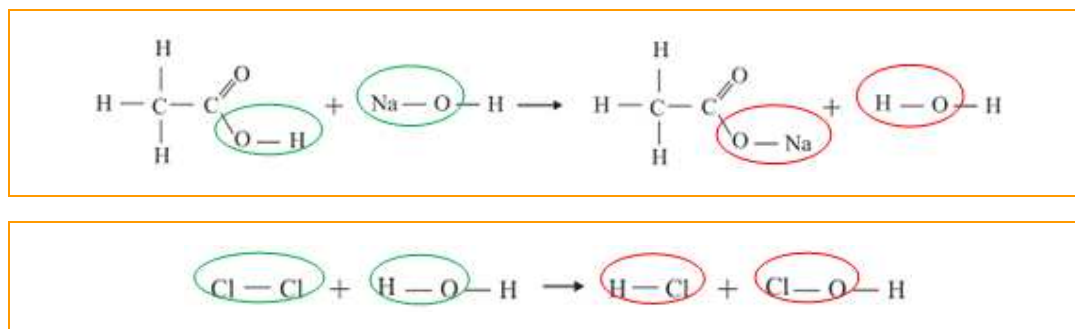
$$62,3 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 1395,5 \text{ litros de CO}_2$$

6.3 Solucións do cuestionario de autoavaliación

1.

Cambios	Físico	Químico
<ul style="list-style-type: none"> Facer xabón a partir de graxas e sosa 		✓
<ul style="list-style-type: none"> Evaporación da auga do mar pola calor do sol 	✓	
<ul style="list-style-type: none"> Chover 	✓	
<ul style="list-style-type: none"> Torrar a carne na grella 		✓
<ul style="list-style-type: none"> Disolver alcatrán en gasolina 	✓	

2.



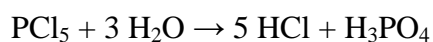
3.

☐
☒

A masa dos reactivos é igual á masa dos produtos.

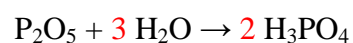
☐
☐

4.



Non está axustada. En reactivos hai 6 hidróxenos e nos produtos hai $5 + 3 = 8$, e debería haber os mesmos.

5.



6.

	V / F
▪ ... a temperatura gárdase dentro dos reactivos.	F
▪ ... absórbese enerxía do exterior do recipiente onde se produce a reacción.	V
▪ ... despréndese calor cara a fóra do recipiente onde se está a producir a reacción.	F
▪ ... absórbense átomos de reactivos.	F

7.

☐
☒

58 g

☐
☐

8.

	V / F
▪ $6 \cdot 10^{23}$ átomos de osíxeno	V
▪ $1,2 \cdot 10^{24}$ átomos de hidróxeno	V
▪ 180 gramos de auga	F
▪ 22.4 litros de volume	F

9.

▪ Está axustada a ecuación química?	Si
▪ Reaccionando 100 gramos de SO_2 , cantos gramos de ácido sulfuroso se producirán?	128,1 g
▪ E reaccionando 100 L de SO_2 , cantos moles de auga se consumirán?	4,46 mol

7. Glosario

A	▪ Aspirina	O ácido acetilsalicílico (AAS) (aspirina) é un fármaco antiinflamatorio non esteroideo (AINE) do grupo dos salicilatos. É frecuentemente como antiinflamatorio, analxésico e antipirético (contra a febre) e antiagregante plaquetario indicado para persoas con alto risco de coagulación sanguínea. Antigamente obtíñase da codia de árbores como o salgueiro (<i>salix</i>).
	▪ Avogadro	Amedeo Avogadro (Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro), Conde de Quaregna e Cerreto, (*Turín, 9 de agosto de 1776 - † Turín, 9 de xullo de 1856). Foi un físico e químico italiano, profesor de Física na universidade de Turín. Formulou a chamada Lei de Avogadro, que di que volumes iguais de gases distintos (baixo as mesmas condicións de presión e temperatura) conteñen igual número de partículas. Avanzou no estudo e desenvolvemento da teoría atómica, e na súa honra déuselle o seu nome ao número de Avogadro.
	▪ Axustar	Determinar cantas moléculas de cada substancia interveñen nunha reacción química, de xeito que o número de átomos de cada elemento sexa igual antes que despois da reacción.
C	▪ Cambio físico	Cambio que deixa inalterada a natureza das substancias. Estas seguen sendo as mesmas antes que despois do cambio.
	▪ Cambio químico	Nun cambio químico as substancias iniciais e as finais logo do cambio non son as mesmas.
	▪ Coeficiente estequiométrico	Número que indica cantas moléculas de cada substancia reaccionan.
E	▪ Electrólise	Reacción química provocada pola acción da electricidade en forma de corrente continua.
	▪ Endotérmica	Reacción química na que se absorbe calor do exterior.
	▪ Exotérmica	Reacción na que se desprende calor ao exterior.
G	▪ Glícido	Os glícidos, carbohidratos, hidratos de carbono ou sacáridos (do grego σάκχαρον que significa "azucre") son moléculas orgánicas compostas por carbono, hidróxeno e osíxeno. Son solubles en auga e son a forma biolóxica primaria de almacenamento e consumo de enerxía
M	▪ Mol	Un mol é un número de obxectos igual ao número de Avogadro, isto é, $6 \cdot 10^{23}$ obxectos.
P	▪ Produtos	Substancias resultantes logo dunha reacción química.
R	▪ Reacción química	Proceso no que unhas substancias iniciais se transforman noutras substancias diferentes.
	▪ Reactivos	Substancias que hai inicialmente antes de que ocorra a reacción química.
U	▪ uma	Unidade de Masa Atómica. É unha pequena unidade de masa, axeitada para medir masas tan pequenas como as dos átomos. Unha uma equivale a $1,66 \cdot 10^{-24}$ gramos.

8. Bibliografía e recursos

Bibliografía

- *Educación Secundaria para as persoas adultas*. 3 Natureza. Xunta de Galicia (2005).
- *Ergio*. Física y química. 3º ESO. Ed. Vicens-Vives.
- *Física e química*. 3º ESO. Ed. Oxford .
- *Obradoiro* 3º ESO. Ed. Santillana.
- *Física e química*. 3º ESO. Ed. SM.
- *Física e química* 3º ESO. Ed. Editex.

Ligazóns de internet

- [<http://tablaperiodica.educaplus.org>]