

1. Si obrim una bombona de gas butà, el gas surt de la bombona i es barreja amb l'aire. Per què cal un misto o una guspira elèctrica perquè s'iniciï la reacció de combustió?

Les molècules del gas han de tenir l'energia necessària perquè en xocar entre elles es trenquin els enllaços de les molècules d'oxigen i del gas butà.

Un misto o una guspira elèctrica subministren aquesta energia mínima, que s'anomena energia d'activació.

2. Utilitza la teoria de les col·lisions per explicar els fets següents:

a) Com més concentrat és un àcid, més ràpidament reacciona amb un metall, com el Zn, desprenent hidrogen.

b) La reacció anterior té lloc més ràpidament si el zinc es troba en forma de pols.

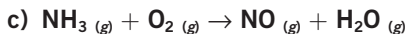
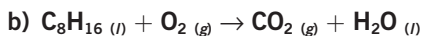
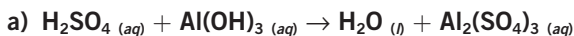
Com més concentrat és l'àcid, més molècules de l'àcid hi ha per unitat de volum. Com veurem a l'apartat 5, si l'àcid és fort, aquestes molècules estan totalment ionitzades. Això suposa més possibilitats que les partícules de l'àcid (molècules o ions) xoquin amb el Zn.

Si el zinc està en forma de pols, la superfície de contacte entre el metall i l'àcid és molt més gran, i, per tant, el nombre d'àtoms de zinc que xoquen amb les partícules de l'àcid també és més gran.

3. Sense que calgui usar un catalitzador ni incrementar la temperatura, pensa dues maneres diferents d'augmentar la velocitat de la reacció entre el carbonat de calci sòlid i l'àcid clorhídric (veure figura 7.11 del llibre).

Augmentar la concentració de l'àcid i polvoritzar el carbonat de calci.

4. Ajusta les reaccions químiques següents i després descriu-les amb una frase:

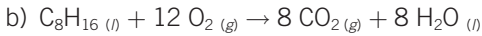


A la primera reacció:

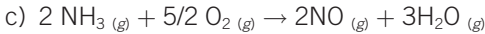
Quina quantitat d'hidròxid d'alumini necessites perquè reaccioni tot l'àcid sulfúric contingut en 20 mL d'àcid d'1,96 g/mL de densitat i 85 % de riquesa?



3 mols d'àcid sulfúric dissolt reaccionen amb 2 mols d'hidròxid d'alumini, i donen 6 mols d'aigua líquida i 1 mol de sulfat d'alumini en solució.



1 mol de $\text{C}_8\text{H}_{16(l)}$ reacciona amb 12 mols de gas oxigen i donen 8 mols de gas diòxid de carboni i 8 mols d'aigua en estat líquid.



2 mols d'amoníac reaccionen amb 5/2 mols de gas oxigen, i donen 2 mols de monòxid de nitrogen gas i 3 mols d'aigua gas.

L'estequiometria de la primera reacció ens permet conèixer la proporció en mols en què reaccionen les substàncies. Calculem la quantitat en mols que representa la quantitat d'àcid sulfúric indicada.

$$20 \text{ mL de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial} \cdot \frac{1,96 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 39,2 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}$$

$$\begin{aligned} & 39,2 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial} \cdot \frac{85 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ pur}}{100 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}} = \\ & = 33,32 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ pur} \end{aligned}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 33,32 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 0,34 \text{ mols de H}_2\text{SO}_4$$

$$0,34 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de Al(OH)}_3}{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 0,23 \text{ mol de Al(OH)}_3$$

$$M[\text{Al(OH)}_3] = 27 + 3 \cdot (16 + 1) = 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

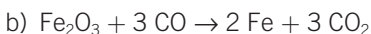
$$\begin{aligned} & \rightarrow 0,23 \text{ mol de Al(OH)}_3 \cdot \frac{78 \text{ g de Al(OH)}_3}{1 \text{ mol de Al(OH)}_3} = \\ & = 17,94 \text{ g de Al(OH)}_3 \text{ es necessiten} \end{aligned}$$

5. Escriu i ajusta l'equació química de les reaccions següents:

a) L'amoníac reacciona amb l'àcid sulfúric per donar sulfat d'amoní.

b) Quan l'òxid de ferro (III) reacciona amb el monòxid de carboni s'obté ferro metàl·lic i s'allibera diòxid de carboni.

Calcula la quantitat d'òxid de ferro (III) de riquesa 65 % que es necessita per obtenir 32 g de ferro metàl·lic.



L'estequiometria de la segona reacció ens permet conèixer la proporció en mols en què reaccionen les substàncies. Calculem la quantitat en mols que representa la quantitat de ferro:

$$32 \cancel{\text{ g de Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,8 \cancel{\text{ g de Fe}}} = 0,57 \text{ mols de Fe} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,57 \cancel{\text{ mol de Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}{2 \cancel{\text{ mol de Fe}}} = 0,29 \text{ mols de Fe}_2\text{O}_3$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 = 159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,29 \cancel{\text{ mol de Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{159,6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{1 \cancel{\text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}} = 46,3 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

Com que estem fent servir un òxid de ferro (III) del 65 % de riquesa:

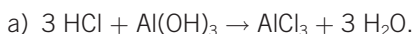
$$46,3 \cancel{\text{ g de Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{100 \text{ g d'òxid de partida}}{65 \cancel{\text{ g de Fe}_2\text{O}_3}} = 71,21 \text{ g d'òxid de partida.}$$

6. La cremor d'estómac és deguda a un excés en la producció de HCl per part del nostre organisme. Per contrarestar-la podem prendre una mica d'hidròxid de magnesi, que reacciona amb l'àcid per formar clorur de magnesi i aigua.

a) Escriu la reacció que es produeix.

b) Calcula els grams d'hidròxid de magnesi que cal prendre per neutralitzar 10 mL de HCl 1,25 M.

c) Calcula els grams de clorur de magnesi que s'hi formaran.



L'estequiometria de la reacció ens permet conèixer la proporció en mols en què les substàncies reaccionen. Calculem la quantitat en mols que representa la quantitat de HCl indicada:

$$10 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{ L de HCl}} \cdot \frac{1,25 \text{ mol de HCl}}{1 \cancel{\text{ L de HCl}}} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HCl}$$

$$\text{b) } 1,25 \cdot 10^{-2} \cancel{\text{ mol de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3}{3 \cancel{\text{ mol de HCl}}} = 4,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Al}(\text{OH})_3$$

$$M[\text{Al}(\text{OH})_3] = 27 + 3 \cdot (16 + 1) = 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 4,17 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{ mol de Al}(\text{OH})_3} \cdot \frac{78 \text{ g de Al}(\text{OH})_3}{1 \cancel{\text{ mol de Al}(\text{OH})_3}} =$$

$$= 3,25 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 325 \text{ mg de Al}(\text{OH})_3 \text{ es neutralitzen.}$$

$$c) 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \cancel{\text{HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de AlCl}_3}{3 \text{ mol de } \cancel{\text{HCl}}} = 4,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol de AlCl}_3$$

$$M(\text{AlCl}_3) = 27 + 3 \cdot 35,5 = 133,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 4,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \cancel{\text{AlCl}_3} \cdot \frac{133,5 \text{ g de AlCl}_3}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{AlCl}_3}} =$$

$$= 5,57 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 557 \text{ mg de AlCl}_3 \text{ es formen.}$$

7. Quan el clorat de potassi s'escalfa, se'n desprèn oxigen i queda un residu de clorur de potassi. Calcula:

a) La quantitat de clorat que es va escalfar si l'oxigen que es va obtenir, recollit en un recipient de 5 L a la temperatura de 80 °C, exercia una pressió de 3,5 atm.

b) Els grams de clorur de potassi que s'han obtingut.

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

KClO ₃	→	3/2 O ₂	+	KCl
1 mol de clorat de potassi	es descompon i dóna	3/2 mol d'oxigen	i	1 mol de clorur de potassi
		5 L, 80 °C, 3,5 atm		

3. Expressem la quantitat d'oxigen en mols i, com que és un gas, utilitzem l'equació:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{3,5 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 80) \text{ K}} = 0,6 \text{ mol de O}_2$$

4. L'estequiometria de la reacció permet calcular les quantitats de les altres substàncies que hi intervenen.

$$a) 0,6 \text{ mol de } \cancel{\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de KClO}_3}{3/2 \text{ mol de } \cancel{\text{O}_2}} = 0,4 \text{ mol de KClO}_3$$

$$M(\text{KClO}_3) = 39,1 + 35,5 + 3 \cdot 16 = 122,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,4 \text{ mol de } \cancel{\text{KClO}_3} \cdot \frac{122,6 \text{ g de KClO}_3}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{KClO}_3}} = 49 \text{ g de KClO}_3$$

$$b) 0,6 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de KCl}}{3/2 \text{ mol de } O_2} = 0,4 \text{ mol de KCl}$$

$$M(KCl) = 39,1 + 35,5 = 74,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,4 \text{ mol de KCl} \cdot \frac{74,6 \text{ g de KCl}}{1 \text{ mol de KCl}} = 29,8 \text{ g de KCl}$$

8. Quan un hidrocarbur reacciona amb una quantitat limitada d'oxigen es produeix monòxid de carboni i aigua.

- a) Escriu la reacció en la qual el propà (C_3H_8) es transforma en monòxid de carboni.
- b) Quin volum d'oxigen, mesurat en condicions normals, reacciona amb 4 L de propà a 2 atm de pressió i 25 °C de temperatura?
- c) Quin volum de monòxid de carboni s'obtindrà, mesurat en condicions normals?

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

C_3H_8	+	$7/2 O_2$	$\rightarrow$	3 CO	+	4 H_2O
1 mol de propà	reacciona amb	$7/2$ mols d'oxigen	i donen	3 mols de monòxid de carboni	i	4 mols d'aigua
4 L, 2 atm, 25 °C						

3. Expressem la quantitat de propà en mols i, com que és un gas, utilitzem l'equació:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 4 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}} = 0,33 \text{ mol de } C_3H_8$$

4. L'estequiometria de la reacció permet calcular les quantitats de les altres substàncies que hi intervenen.

$$a) 0,33 \text{ mol de } C_3H_8 \cdot \frac{7/2 \text{ mol de } O_2}{1 \text{ mol de } C_3H_8} = 1,15 \text{ mol de } O_2$$

En condicions normals, 1 mol d'un gas ideal ocupa 22,4 L.
Per tant:

$$1,15 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 25,8 \text{ L de } O_2$$

$$b) 0,33 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{3 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_3\text{H}_8}} = 0,99 \text{ mol de CO}$$

En condicions normals, 1 mol d'un gas ideal ocupa 22,4 L.
Per tant:

$$0,99 \text{ mol de } \cancel{\text{CO}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 22,2 \text{ L de CO}$$

9.

El nitrat d'amoni (NH_4NO_3) és una substància que es fa servir habitualment com a fertilitzant. Sota l'acció de detonadors, explota i es descompon en nitrogen, oxigen i aigua. Això fa que també s'utilitzi per fabricar explosius. En un bidó, hi tenim 0,5 kg d'una substància que té un 80 % de riquesa en nitrat d'amoni. Si arriba a explotar totalment, calcula:

a) La pressió que exercirà el nitrogen que s'alliberarà, si el bidó és de 50 L i la temperatura és de 35 °C.

b) El volum d'aigua que apareixerà al bidó. Densitat de l'aigua = 1 g/mL.

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

NH_4NO_3	$\rightarrow$	N_2	+	$\frac{1}{2} \text{O}_2$	+	$2 \text{H}_2\text{O}$
1 mol de nitrat d'amoni	es descompon i dóna	1 mol de nitrogen	i	1/2 mol d'oxigen	i	2 mols d'aigua
0,5 kg, 80 % en NH_4NO_3						

3. Expressem en mols la quantitat de nitrat d'amoni pur que hi ha al bidó:

$$0,5 \text{ kg de } \cancel{\text{producte}} \cdot \frac{80 \text{ kg de } \text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ pur}}{100 \text{ kg de } \cancel{\text{producte}}} = 0,4 \text{ kg de } \text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ pur}$$

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 + 3 \cdot 16 = 80 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,4 \cdot 10^3 \text{ g de } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{NO}_3}{80 \text{ g de } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3}} = 5 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{NO}_3$$

4. L'estequiometria de la reacció permet calcular les quantitats de les altres substàncies que hi intervenen.

$$a) 5 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{N}_2}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3}} = 5 \text{ mol de } \text{N}_2$$

Utilitzem l'expressió dels gasos per calcular la pressió que exercirà:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (273 + 35) \cancel{\text{K}}}{50 \cancel{\text{L}}} = 2,53 \text{ atm}$$

$$\text{b) } 5 \cancel{\text{ mol de NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{ mol de NH}_4\text{NO}_3}} = 10 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Donat que l'aigua és un líquid, calculem la massa equivalent a aquests mols i, mitjançant la densitat, el volum que ocupa:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 10 \cancel{\text{ mol de H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{ mol de H}_2\text{O}}} = 180 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$180 \cancel{\text{ g de H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mL de H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{ g de H}_2\text{O}}} = 180 \text{ mL de H}_2\text{O}$$

10. L'òxid de ferro (III) és un compost que es fa servir, entre altres coses, per fabricar cintes d'enregistrament. Per determinar-ne la riquesa en una mostra, se la va fer reaccionar amb hidrogen gasós. Com a resultat es va obtenir ferro i aigua. Determina el percentatge en òxid de ferro (III) si 100 g de la mostra van consumir 33,6 L de H_2 , mesurats en condicions normals. Quina quantitat de ferro es va dipositar en el procés?

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

Fe_2O_3	+	3H_2	$\rightarrow$	2Fe	+	$3\text{H}_2\text{O}$
1 mol d'òxid de ferro (III)	reacciona amb	3 mols d'hidrogen	i donen	2 mols de ferro	i	3 mols d'aigua
100 g de mostra		33,6 L en C.N.				

3. Expressem la quantitat d'hidrogen en mols. Com que és un gas ideal, hem de tenir en compte que cada mol ocupa 22,4 L:

$$33,6 \cancel{\text{ L de H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \cancel{\text{ L}}} = 1,5 \text{ mol de H}_2$$

4. L'estequiometria de la reacció permet calcular les quantitats de les altres substàncies que hi intervenen.
 - a) Inicialment, calculem la quantitat de Fe_2O_3 que reacciona amb aquesta quantitat de H_2 ; serà la quantitat d'aquesta substància que conté la mostra:

$$1,5 \cancel{\text{ mol de H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}{3 \cancel{\text{ mol de H}_2}} = 0,5 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 = 159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,5 \cancel{\text{ mol de Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{159,6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{1 \cancel{\text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}} = 79,8 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

Com que en 100 g de mostra hi ha aquesta quantitat, concloem que té una riquesa en Fe_2O_3 del 79,8 %.

b) Per calcular la quantitat de Fe que s'hi diposita:

$$1,5 \cancel{\text{ mol de H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de Fe}}{3 \cancel{\text{ mol de H}_2}} = 1 \text{ mol de Fe} \rightarrow$$

$\rightarrow 55,8 \text{ g de Fe que s'hi dipositen.}$

11.

Quan el iodur de potassi reacciona amb el nitrat de plom (II), s'obté un precipitat groc de iodur de plom (II) i una altra substància. Si es barregen 25 mL d'una dissolució 3 M de KI amb 15 mL de dissolució 4 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, calcula la quantitat de precipitat groc que s'obtindrà.

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:



2 KI	+	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\rightarrow$	PbI_2	+	2 KNO_3
2 mols de iodur de potassi	reaccionen amb	1 mol de nitrat de plom (II)	i donen	1 mol de iodur de plom (II)	i	2 mols de nitrat de potassi
25 mL, 3 M		15 mL, 4 M				

3. Expressem la quantitat en mols de les substàncies que reaccionen. Com que coneixem les quantitats de tots dos reactius, el més probable és que un dels dos actuï com a reactiu limitant. Hem de determinar quin.

$$25 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{ L de KI}} \cdot \frac{3 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KI}$$

$$15 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{ L de Pb}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{4 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 6 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Pb}(\text{NO}_3)_2$$

La reacció química

Determinem el reactiu limitant tot tenint en compte l'estequiometria de la reacció:

$$6 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \cancel{\text{Pb(NO}_3)_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de KI}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{Pb(NO}_3)_2}} = 12 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KI}$$

Aquesta quantitat és més gran que els $3,75 \cdot 10^{-2}$ mols d'aquesta substància que reaccionen i, per tant, el reactiu limitant és el KI.

4. Calculem la quantitat de substància que s'obté a partir de la quantitat de reactiu limitant que hi ha. L'estequiometria de la reacció permet determinar-la:

$$7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \cancel{\text{KI}} \cdot \frac{1 \text{ mol de PbI}_2}{2 \text{ mol de } \cancel{\text{KI}}} = 3,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol de PbI}_2$$

$$M(\text{PbI}_2) = 207,2 + 2 \cdot 126,9 = 461 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$3,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \cancel{\text{PbI}_2} \cdot \frac{461 \text{ g de PbI}_2}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{PbI}_2}} = 17,29 \text{ g de PbI}_2$$

12. El cadmi reacciona amb l'àcid nítric i forma nitrat de cadmi i hidrogen. Es fan reaccionar 8 g de cadmi amb 60 g d' HNO_3 1,5 M. Quants grams d'hidrogen s'obtingran com a màxim?

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

Cd	+	2 HNO_3	$\rightarrow$	$\text{Cd(NO}_3)_2$	+	H_2
2 mols de cadmi	reaccionen amb	2 mols d'àcid nítric	i donen	1 mol de nitrat de cadmi	i	1 mol d'hidrogen
8 g		60 mL, 1,5 M				

3. Expressem la quantitat en mols de les substàncies que reaccionen. Com que coneixem les quantitats de tots dos reactius, el més probable és que un dels dos actuï com a reactiu limitant. Hem de determinar quin.

$$\bullet 8 \text{ g de } \cancel{\text{Cd}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cd}}{112,4 \text{ g de } \cancel{\text{Cd}}} = 7,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Cd}$$

$$\bullet 60 \cdot 10^{-3} \text{ L de } \cancel{\text{HNO}_3} \cdot \frac{1,5 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 9 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HNO}_3$$

Determinem el reactiu limitant tot tenint en compte la estequiometria de la reacció:

$$9 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \cancel{\text{HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cd}}{2 \text{ mol de } \cancel{\text{HNO}_3}} = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Cd}$$

Aquesta quantitat és més petita que els $7,12 \cdot 10^{-2}$ mols d'aquesta substància que reaccionen i, per tant, el reactiu limitant és el HNO_3 .

4. Calculem la quantitat d'hidrogen que s'obté a partir de la quantitat de reactiu limitant que hi ha. L'estequiometria de la reacció permet determinar-la:

$$9 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \cancel{\text{HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2}{2 \text{ mol de } \cancel{\text{HNO}_3}} = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \text{H}_2$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2} \cdot \frac{2 \text{ g de } \text{H}_2}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2}} = 0,09 \text{ g de } \text{H}_2$$

- 13. Sabem que quan un àcid reacciona amb una base, neutralitzen els seus efectes. N'hi haurà prou amb afegir 6 g d'hidroxid de calci a 100 mL d'una dissolució d'àcid nítric 2 M per obtenir un medi neutre? Determina si després de la reacció tindrem un medi àcid o bàsic.**

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

Ca(OH)_2	+	2 HNO_3	$\rightarrow$	$\text{Ca(NO}_3)_2$	+	2 H_2O
1 mol d'hidroxid de calci	reacciona amb	2 mols d'àcid nítric	i donen	1 mol de nitrat de calci	i	2 mols d'aigua
6 g		100 mL, 2 M				

3. Expressem la quantitat en mols de les substàncies que reaccionen. Com que coneixem les quantitats de tots dos reactius, el més probable és que un dels dos actuï com a reactiu limitant. Hem de determinar quin.

$$M[\text{Ca(OH)}_2] = 40,1 + 2 \cdot (16 + 1) = 74,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\bullet 6 \text{ g de } \cancel{\text{Ca(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Ca(OH)}_2}{74,1 \text{ g de } \cancel{\text{Ca(OH)}_2}} = 8,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \text{Ca(OH)}_2$$

$$\bullet 100 \cdot 10^{-3} \text{ L de } \cancel{\text{HNO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{L}}} = 20 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \text{HNO}_3$$

Determinem el reactiu limitant tot tenint en compte la estequiometria de la reacció:

$$20 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \cancel{\text{HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol de } \cancel{\text{HNO}_3}} = 10 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \text{Ca(OH)}_2$$

Aquesta quantitat és més petita que els $8,1 \cdot 10^{-2}$ mols que tenim d'aquesta substància i, per tant, tindrem un medi àcid.

14. El formol (CH_2O) és un compost que es fa servir per fabricar coles de fusta. A la indústria s'obté fent reaccionar metanol (CH_3OH) amb oxigen, en un procés en el qual també s'hi forma aigua. El rendiment de l'operació és del 92 %.

a) Escriu l'equació química de la reacció.

b) Determina la massa de formol que es pot obtenir a partir de 50 g de metanol.

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

CH_3OH	+	$\frac{1}{2}\text{O}_2$	$\rightarrow$	CH_2O	+	H_2O
1 mol de metanol	reacciona amb	1/2 mol d'oxigen	i donen	1 mol de formol	i	1 mol d'aigua
50 g						

3. Expressem la quantitat en mols de les substàncies que reaccionen:

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 12 + 4 \cdot 1 + 16 = 32 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 50 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{OH}}{32 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}}} = 1,56 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{OH}$$

4. L'estequiometria de la reacció permet calcular les quantitats de les altres substàncies que hi intervenen:

$$1,56 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}}} = 1,56 \text{ mol de } \text{CH}_2\text{O}$$

$$M(\text{CH}_2\text{O}) = 12 + 2 \cdot 1 + 16 = 30 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1,56 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_2\text{O}} \cdot \frac{30 \text{ g de } \text{CH}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_2\text{O}}} = 4,68 \text{ g de } \text{CH}_2\text{O}$$

Aquesta és la quantitat que s'obtingria si el procés tingués un rendiment del 100 %. Però com que no el té, en calculem la quantitat real:

$$4,68 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_2\text{O teòric}} \cdot \frac{92 \text{ g reals}}{100 \text{ g teòric}} = 4,31 \text{ g de } \text{CH}_2\text{O real}$$

15. En un dels passos per a la fabricació de l'àcid sulfúric es fa reaccionar diòxid de sofre amb oxigen per produir triòxid de sofre. Una vegada es van barrejar 11 L de diòxid de sofre a 1,2 atm i 50 °C amb oxigen i es van formar 30 g de triòxid de sofre. Determina el rendiment de la reacció i les molècules d'oxigen que van reaccionar.

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

SO ₂	+	$\frac{1}{2}$ O ₂	→	SO ₃
1 mol de diòxid de sofre	reacciona amb	1/2 mol d'oxigen	i donen	1 mol de triòxid de sofre
11 L, 1,2 atm i 50 °C				30 g

3. Expressem la quantitat en mols de les substàncies que reaccionen, i, com que el SO₂ és un gas, fem servir l'equació:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,2 \text{ atm} \cdot 11 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 50) \text{ K}} = 0,5 \text{ mol de SO}_2$$

4. L'estequiometria de la reacció permet calcular els mols de SO₃ que s'obtindran, com a màxim, a partir d'aquesta quantitat:

$$0,5 \text{ mol SO}_2 \rightarrow 0,5 \text{ mol SO}_3$$

$$M(\text{SO}_3) = 32 + 3 \cdot 16 = 80 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,5 \text{ mol de SO}_3 \cdot \frac{80 \text{ g de SO}_3}{1 \text{ mol de SO}_3} = 40 \text{ g de SO}_3$$

Com que s'obté una quantitat més petita, determinem el rendiment del procés:

$$\text{Rto.} = \frac{30 \text{ g reals}}{40 \text{ g teòrics}} \cdot 100 = 75\%$$

Per calcular les molècules d'oxigen que han reaccionat, hem de calcular els mols mitjançant l'estequiometria de la reacció:

$$0,5 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{0,5 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de SO}_2} =$$

$$= 0,25 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ molècules}}{1 \text{ mol}} =$$

$$= 1,5 \cdot 10^{23} \text{ molècules de O}_2$$

- 16.** El butà (C₄H₁₀) és un dels combustibles que més es fa servir en l'àmbit domèstic. Crema per l'acció de l'oxigen de l'aire i forma diòxid de carboni i aigua. Cada cop que es crema 1 mol de butà es desprenen 2.878 kJ. Calcula:

- a) La quantitat d'energia que s'obté quan es cremen els 12,5 kg de butà d'una bombona.
- b) Els mols de CO₂ que van a parar a l'atmosfera cada cop que es crema una bombona de butà.

La reacció química

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem. Hem de tenir en compte l'energia que es desprèn.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

C_4H_{10}	+	$\frac{13}{2} O_2$	→	4 CO_2	+	5 H_2O	+	Energia
1 mol de butà	reacciona amb	13/2 mols d'oxigen	i donen	4 mols de diòxid de carboni	i	5 mols d'aigua	i	2.878 kJ
12,5 kg								

3. Expressem en mols la quantitat de butà d'una bombona i calculem l'energia que s'obté amb la seva combustió:

$$M(C_4H_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 12,5 \cdot 10^3 \text{ g de } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_4H_{10}}{58 \text{ g de } C_4H_{10}} = 216 \text{ mol de } C_4H_{10} \rightarrow$$

$$\rightarrow 216 \text{ mol de } C_4H_{10} \cdot \frac{2.878 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de } C_4H_{10}} = 622 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

4. L'estequiometria ens permet calcular els mols de la substància que van a parar a l'atmosfera:

$$216 \text{ mol de } C_4H_{10} \cdot \frac{4 \text{ mol de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_4H_{10}} = 864 \text{ mol de } CO_2$$

- 17. Per coure uns ous necessitem 1.700 kJ. Calcula quina massa de butà (C_4H_{10}) s'haurà de fer servir en aquesta operació si per cada mol de butà que es crema es desprenen 2.878 kJ i en cuinar s'aprofita el 60% de l'energia.**

1. Tal com hem fet en l'exercici anterior, escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem. També cal tenir en compte l'energia que es desprèn.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

C_4H_{10}	+	$\frac{13}{2} O_2$	→	4 CO_2	+	5 H_2O	+	Energia
1 mol de diòxid de butà	reacciona amb	13/2 mols d'oxigen	i donen	4 mols de diòxid de carboni	i	5 mols d'aigua	i	2.878 kJ
								1.700 kJ

3. Tenint en compte l'eficiència del procés, calculem la quantitat d'energia que hem d'obtenir amb la combustió del butà:

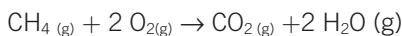
$$1.700 \cancel{\text{ kJ reals}} \cdot \frac{100 \text{ kJ teòrics}}{60 \cancel{\text{ kJ reals}}} = 2.833 \text{ kJ reals}$$

4. L'estequiometria ens permet obtenir la quantitat de butà, expressada en mols, que es necessita. Finalment, en calculem l'equivalent en grams:

$$\begin{aligned} 2.833 \cancel{\text{ kJ}} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}{2.878 \cancel{\text{ kJ}}} &= 0,98 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10} \rightarrow \\ \rightarrow M(\text{C}_4\text{H}_{10}) &= 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol} \rightarrow \\ \rightarrow 0,98 \cancel{\text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{58 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}}{1 \cancel{\text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}} &= 57 \text{ g de C}_4\text{H}_{10} \end{aligned}$$

- 18. Si en cremar un mol de metà es desprenen 212,8 kJ. Quina quantitat de calor es desprèn en cremar 1 kg de metà? Quin volum d'oxigen es necessita mesurat en condicions normals?**

Escrivim l'equació química i l'ajustem:



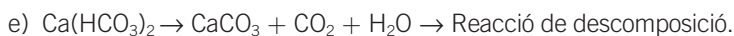
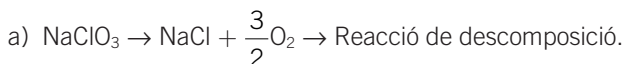
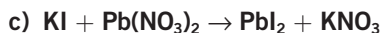
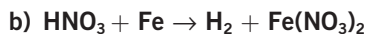
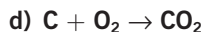
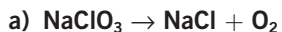
$$1 \text{ kg metà} \cdot \frac{1.000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} \cdot \frac{212,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = 13.300 \text{ kJ}$$

es desprenen 13.300 kJ d'energia en forma de calor

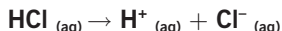
$$1 \text{ kg metà} \cdot \frac{1.000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 2.800 \text{ L}$$

es necessiten 2.800 litres d'oxigen.

- 19. Ajusta les equacions químiques següents i identifica el tipus de reacció:**



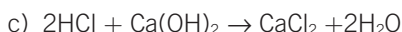
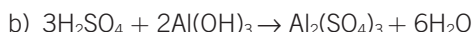
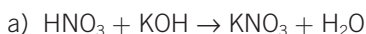
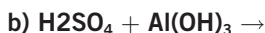
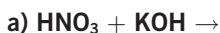
20. El sulfamat és una dissolució aquosa d'àcid clorhídric, que és un àcid fort; l'equació de la seva ionització és:



Quina és la concentració d'ions Cl^{-} d'una dissolució 0,5 M d'aquest àcid?

Per a cada mol d'àcid que s'ha dissolt, s'obté un mol d'ions clorur; per tant, la concentració d'ions clorur és la mateixa que la de l'àcid, 0,5 M.

21. Completa i ajusta les següents reaccions de neutralització:

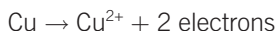


22. Tenim tres solucions A, B i C de pH igual a 2,7 i 12 respectivament. Quina és la concentració d'ions hidròni en cada cas? Indica si són àcids, bàsics o neutres.

Per definició, el pH és el logaritme en base 10 (canviat de signe) de la concentració d'ions hidrogen.

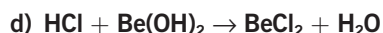
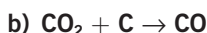
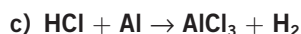
Si el pH és 2, la concentració d'ions hidrogen és 10^{-2} , per al pH igual a 7 és 10^{-7} , i per al pH igual a 12 és 10^{-12} .

23. Escriu les reaccions que tenen lloc quan introduïm una làmina de coure en una solució d'ions plata (figura 7.26 del llibre). Indica quin és l'oxidant i quin el reductor.



L'oxidant és Ag^{+} , ja que aquests ions són els que s'emporten els electrons. El reductor és el Cu, perquè perd electrons i passa a la dissolució en forma d'ions positius.

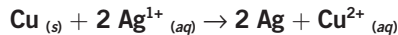
24. Ajusta les reaccions següents i determina si són de transferència de protons o d'electrons. Indica, en cada cas, quina és l'espècie que cedeix protons o electrons i quina és la que els accepta:



a) $\text{NaOH} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Reacció de transferència de protons. El NaHCO_3 els cedeix i el NaOH els accepta.

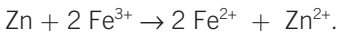
- b) $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2 \text{CO} \rightarrow$ Reacció de transferència d'electrons. El C els cedeix i el CO_2 els accepta.
- c) $3 \text{HCl} + \text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3/2 \text{H}_2 \rightarrow$ Reacció de transferència d'electrons. El Al els cedeix i el H^+ els accepta.
- d) $2 \text{HCl} + \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BeCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Reacció de transferència de protons. El HCl els cedeix i el $\text{Be}(\text{OH})_2$ els accepta.

- 25. El Cu reacciona amb una sal de Ag^{1+} per donar una sal de Cu^{2+} i Ag. Raona per què l'equació química ajustada d'aquest procés ha de ser:**



Perquè quan $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)}$, perd 2e^- . Com que cada ió plata tan sols capta 1e^- , calen dos ions Ag per completar el procés ($2 \text{Ag}^{1+}_{(aq)} \rightarrow 2 \text{Ag}$).

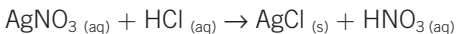
- 26. El Zn reacciona amb una sal de Fe^{3+} i dóna una sal de Fe^{2+} i una sal de Zn^{2+} . Escriu l'equació química ajustada d'aquest procés.**



El nombre d'electrons que s'intercanvien és 2. Cada àtom de Zn desprèn 2 electrons, que són captats per dos àtoms de Fe^{3+} per passar a 2 àtoms de Fe^{2+} .

- 27. A una dissolució de nitrat de plata AgNO_3 se li afegeix unes gotes d'una dissolució d'àcid clorhídric HCl. Què succeirà? Escriu l'equació de la reacció química que té lloc.**

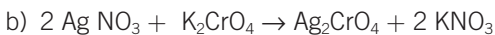
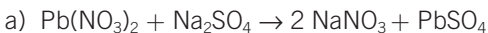
Es formarà un precipitat blanc de clorur de plata:



- 28. Escriu les equacions químiques de les següents reaccions de precipitació:**

a) El sulfat de plom (II) és un compost insoluble. Escriu l'equació de la reacció que tindrà lloc al mesclar una solució de nitrat de plom (II) amb una de sulfat de sodi.

b) Si afegim una dissolució de cromat de potassi a una dissolució de nitrat de plata, es forma un precipitat de cromat de plata.



- 29. L'hidròxid d'alumini, $\text{Al}(\text{OH})_3$, és insoluble en aigua. Explica com podríem identificar la presència d'ions Al^{3+} en una solució aquosa, que no conté cap més catió.**

Afegint una dissolució d'un hidròxid soluble com el NaOH.

Com que a la dissolució problema hi ha presència d'ions Al^{3+} , en afegir l'hidròxid de sodi, es precipitarà l'hidròxid d'alumini.

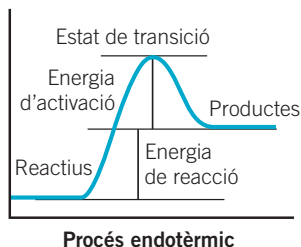
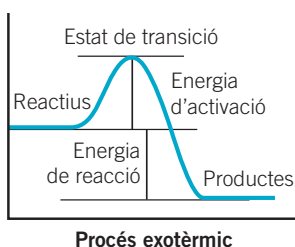
La reacció química

30. La teoria de les col·lisions diu que per produir una reacció les partícules dels reactius han de xocar. Com ha de ser la topada perquè resulti eficaç?

Cal que tingui prou energia i dugui l'orientació adequada.

31. Completa el dibuix amb les paraules adequades:

- Reactius
- Productes
- Estat de transició
- Energia d'activació
- Energia de la reacció
- Procés endotèrmic
- Procés exotèrmic



32. Explica d'on procedeix l'energia que es desprèn en els processos exotèrmics.

Té l'origen en el fet que l'energia que es desprèn en els productes quan es formen els nous enllaços és més gran que la que cal per trencar els enllaços en els reactius.

33. Tant l'augment de la temperatura dels reactius com la presència d'un catalitzador positiu redueixen l'energia d'activació d'un procés. Actuen de la mateixa manera?

No. L'increment de temperatura augmenta el nivell energètic dels reactius, i, com a conseqüència, disminueix l'energia d'activació del procés en què els reactius es transformen en productes. El catalitzador positiu rebaixa el nivell energètic de l'estat de transició, i, per consegüent, disminueix l'energia d'activació, tant pel que fa referència al pas del reactius a productes com a l'inrevés.

34. Què és la velocitat de reacció? En quines unitats es pot mesurar?

És la quantitat de substància que es transforma per unitat de temps. Bé perquè desapareix, en el cas dels reactius, o bé perquè es forma, en el dels productes.

Es pot mesurar en forma de concentració, i les unitats que s'empren són M/s o (mol/L)/s.

35. Com és possible que alguns catalitzadors disminueixin la velocitat d'una reacció si no canvien l'energia dels reactius ni dels productes?

Perquè rebaixen el nivell energètic de l'estat de transició. En el cas de la catàlisi homogènia, es forma un compost intermedi amb un dels reactius i el catalitzador.

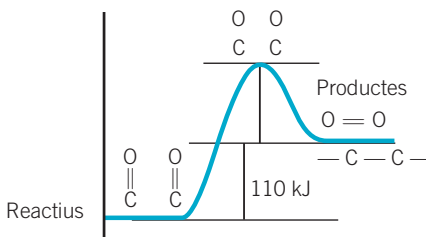
A la catàlisi heterogènia s'estableixen unes forces d'atracció entre el catalitzador i un reactiu que debiliten els enllaços i, per tant, disminueix l'energia d'activació.

36. Indica quines de les reaccions següents són processos exotèrmics i quines endotèrmics:

- a) La coagulació de les proteïnes que es produeix quan coem un ou.
- b) La descomposició del carbonat de calci que es produeix quan s'escalfa.
- c) La combustió del butà que es produeix quan hi acostem un llumí encès.
- d) La fermentació del vi.

- a) Endotèrmic. Cal aplicar-hi calor perquè tingui lloc la coagulació.
- b) Endotèrmic. Cal aplicar-hi calor perquè tingui lloc la descomposició.
- c) Exotèrmic. Tot i que cal iniciar-lo amb un llumí. Durant el procés de combustió es desprèn calor.
- d) Exotèrmic. El procés també desprèn calor.

37. Quan el monòxid de carboni gasós s'escalfa es descompon en gas oxigen i carboni, que es diposita en forma de petites partícules de carbonet. Per tal que la reacció esdevingui cal aportar-hi 110 kJ d'energia per cada mol de monòxid de carboni. Dibuixa el diagrama d'avançament de la reacció especificant-hi els enllaços que es trenquen i els que es formen.



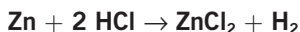
38. Tenint en compte com transcorren les reaccions químiques, dóna raons científiques que expliquin aquestes afirmacions:

- a) Quan la roba està molt bruta, la rentem en calent.
- b) Quan la roba té moltes taques de greix, apliquem detergent directament sobre les taques i les freguem.

La reacció química

- c) Ens podem escalfar amb una foguera, però si no tenim llumins o cap altre mètode per encendre-la, la fusta o el carbó no cremaran.
- d) Cuinar dos quilos de carn picada és molt més ràpid que coure dos quilos de carn en un sol tros.
- e) Quan fem la compra setmanal, desem els aliments dins la nevera.
 - a) En escalfar l'aigua, augmentem el nivell energètic dels reactius (el detergent) i la velocitat de la reacció s'incrementa. D'aquesta manera la rentada és més eficaç.
 - b) El fet d'aplicar el detergent directament sobre la taca pressuposa un increment de la concentració dels reactius en contacte, i això augmenta la velocitat de la reacció.
 - c) Perquè la reacció s'iniciï cal vèncer l'energia d'activació. I per això fem servir els mistos quan volem encendre una foguera. Un cop s'ha produït la combustió, com que es tracta d'un procés exotèrmic, aquesta ja duu en ella mateixa l'energia d'activació perquè se segueixi produint.
 - d) Quan es rosteix la carn es produeixen reaccions químiques. Si és carn picada, la superfície en contacte és més gran, i això n'incrementa la velocitat de la reacció.
 - e) Els aliments es descomponen amb el temps perquè s'hi produeixen un conjunt de reaccions químiques. Quan els posem a la nevera rebaixem el nivell energètic dels reactius, i d'aquesta manera s'augmenta l'energia d'activació i disminueix la velocitat de la reacció.

- 39. En els jaciments metàl·lics, juntament amb els metalls se solen extreure altres materials com ara roques. Per analitzar el contingut en metall d'una mostra se la fa reaccionar amb un àcid que dissol el metall i desprèn gas hidrogen. Per exemple, l'anàlisi que permet determinar la quantitat de zenc en una mostra es basa en la reacció:**



Indica quatre procediments per augmentar la velocitat d'aquest reacció.

Incrementar la concentració del HCl; trossejar el mineral en fragments petits; augmentar la temperatura; fer servir un catalitzador positiu.

- 40. Explica la diferència entre una reacció química i una equació química. Per què cal ajustar les equacions químiques?**

Una reacció química és un procés en què la naturalesa de les substàncies que hi participen canvia.

L'equació química és la representació simbòlica d'una equació química en què s'hi indiquen les fórmules dels reactius i dels productes i la proporció en què hi intervenen.

Cal ajustar les equacions químiques per indicar que la matèria es conserva i, per tant, tots els àtoms dels reactius s'han d'indicar en els productes.

41. Escriu i ajusta les equacions químiques de les reaccions següents:

- a) Quan es fa reaccionar coure metall amb àcid sulfúric s'obté sulfat de coure (II), diòxid de sofre i aigua.
- b) Dels electrolïts del clorur de sodi i aigua s'obtenen els gasos clor i hidrogen, i hidròxid de sodi. (S'entén de l'electrolisi del NaCl i l'aigua).
- a) $\text{Cu} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- b) $2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2 + 2 \text{NaOH}$

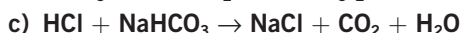
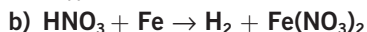
42. Ajusta les reaccions químiques següents i després descriu-les amb una frase:

- a) $\text{H}_2\text{S}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{SO}_{2(g)}$
- b) $\text{NaCl}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{NaOH}_{(aq)} + \text{Cl}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)}$
- c) $\text{NaBr}_{(s)} + \text{H}_3\text{PO}_{4(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_{4(aq)} + \text{HBr}_{(g)}$
- a) $\text{H}_2\text{S}_{(g)} + 3/2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{SO}_{2(g)}$
1 mol de sulfur d'hidrogen reacciona amb 3/2 mols de gas oxigen, i donen 1 mol d'aigua i 1 mol de diòxid de sofre.
- b) $2 \text{NaCl}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{NaOH}_{(aq)} + \text{Cl}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)}$
2 mols de clorur de sodi reaccionen amb 1 mol d'aigua, i donen 1 mol d'hidròxid de sodi, un mol de gas clor i 1 mol de gas hidrogen.
- c) $2 \text{NaBr}_{(s)} + \text{H}_3\text{PO}_{4(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_{4(aq)} + 2 \text{HBr}_{(g)}$
2 mols de bromur de sodi reaccionen amb 1 mol d'àcid fosfòric, i donen 1 mol d'hidrogenfosfat de sodi i 2 mols de bromur d'hidrogen gasós.

43. Ajusta les equacions químiques següents i identifica el tipus de reacció:

- a) $\text{BaBr}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{HBr}$
- b) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
- c) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
- e) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2$
- a) $3 \text{BaBr}_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{HBr}$. Reacció de doble substitució.
- b) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$. Reacció de combinació (síntesi).
- c) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. Reacció de combinació.
- d) $2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2$. Reacció de substitució.
- e) $2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{H}_2$. Reacció de descomposició.

- 44.** Ajusta les reaccions següents i determina si són de transferència de protons o d'electrons. Indica, en cada cas, quina és l'espècie que cedeix protons o electrons i quina és la que els accepta:



- a) $\text{C}_{(s)} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$. Reacció de transferència d'electrons. El C cedeix electrons i el O_2 els capta.
- b) $2 \text{HNO}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$. Reacció de transferència d'electrons. El Fe cedeix electrons i el H^+ els capta.
- c) $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Reacció de transferència de protons. El HCl cedeix protons i el NaHCO_3 els capta.
- d) $3 \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$. Reacció de transferència de protons. El H_3PO_4 cedeix protons i el NH_3 els capta.

- 45.** Explica la influència de la temperatura sobre la velocitat d'una reacció.

La temperatura està relacionada amb l'energia mitjana de les partícules que formen les substàncies.

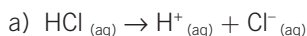
A més temperatura més partícules amb energies altes, per tant, més partícules que tindran l'energia d'activació suficient perquè els enllaços siguin eficaços (veure figura 7.9 del llibre) i per tant la reacció anirà més de pressa.

- 46.** Disposem d'una solució d'àcid clorhídric i una d'hidroxid de sodi.

a) Escriu la dissociació iònica de cada un d'ells.

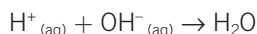
b) Explica què significa que tots dos són electròlits forts.

c) Explica el que succeeix si mesclem les dues dissolucions.



b) Vol dir que estan totalment ionitzats.

c) Tindrà lloc una neutralització:



- 47.** Explica els fets següents:

a) Per combatre l'àcidesa d'estómac, prenem una dissolució de bicarbonat de sodi.

b) Segons la teoria d'Arrhenius, l'amoníac no és una base.

El bicarbonat de sodi és una base que neutralitza l'àcid clorhídric que tenim a l'estómac.

La teoria d'Arrhenius considera bases aquelles substàncies que en dissolució aquosa es dissocien formant ions OH^- . L'amoníac no té aquests ions a la seva molècula; per tant, no es pot considerar una base segons aquesta teoria.

48. Quan es fa reaccionar amoníac amb oxigen s'obté monòxid de nitrogen i aigua.

- Escriu la reacció que es produeix tenint en compte que totes les substàncies estan en estat gasós.**
- Determina el volum d'oxigen, mesurat en condicions normals, que es necessita perquè reaccioni totalment amb 50 g d'amoníac.**
- Calcula les molècules de monòxid de nitrogen que s'obtindran.**

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

$2 \text{ NH}_3 (\text{g})$	+	$5/2 \text{ O}_2 (\text{g})$	$\rightarrow$	$2 \text{ NO} (\text{g})$	+	$3 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$
2 mols d'amoníac	reaccionen amb	5/2 mols d'oxigen	i donen	2 mols de monòxid de nitrogen	i	3 mols d'aigua
50 g						

3. Expressem la quantitat en mols de les substàncies que reaccionen:

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 50 \text{ g de } \cancel{\text{NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{NH}_3}{17 \text{ g de } \cancel{\text{NH}_3}} = 2,94 \text{ mol de } \text{NH}_3$$

4. L'estequiometria de la reacció permet calcular les quantitats de les altres substàncies que hi intervenen:

$$\text{b) } 2,94 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_3} \cdot \frac{5/2 \text{ mol de } \text{O}_2}{2 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_3}} = 3,68 \text{ mol de } \text{O}_2$$

Tenint en compte que 1 mol de qualsevol gas ocupa 22,4 L, en condicions normals.

$$3,68 \text{ mol de } \cancel{\text{O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 82,3 \text{ L de } \text{O}_2$$

Segons l'estequiometria de la reacció, s'obtindrà el mateix nombre de mols de NO que han reaccionat que de NH_3 :

$$2,94 \text{ mol de } \cancel{\text{NO}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ molècules}}{1 \text{ mol}} = 1,77 \cdot 10^{24} \text{ molècules de NO}$$

49. Habitualment, el carboni reacciona amb l'oxigen per donar diòxid de carboni. Però quan no hi ha oxigen suficient, la reacció produeix monòxid de carboni, un gas verinós que pot produir la mort.
- Escriu la reacció en la qual el carboni es transforma en diòxid de carboni i en monòxid de carboni.
 - Calcula les molècules de monòxid de carboni i de diòxid de carboni que s'obtingrien si 1 kg de carboni es transformés íntegrament en cada una d'aquestes substàncies.
 - Calcula la pressió que exerciria el monòxid de carboni que has calculat en l'apartat anterior si la combustió es produís en una habitació de 3 m x 4 m x 2,5 m a una temperatura de 25 °C.

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

C _(s)	+	O _{2 (g)}	→	CO _{2 (g)}
1 mol de carboni	reacciona amb	1 mol d'oxigen	i donen	1 mol de diòxid de carboni
1 kg				

C _(s)	+	$\frac{1}{2}$ O _{2 (g)}	→	CO _(g)
1 mol de carboni	reacciona amb	$\frac{1}{2}$ mol d'oxigen	i donen	1 mol de monòxid de carboni
1 kg				

3. Expressem la quantitat en mols de les substàncies que reaccionen:

$$10^3 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} = 83,33 \text{ mol de C}$$

4. L'estequiometria de la reacció permet calcular les quantitats de les altres substàncies que hi intervenen.

Per a la primera reacció:

$$83,33 \text{ mol de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de C}} = 83,33 \text{ mol de CO}_2$$

Per a la segona reacció:

$$83,33 \text{ mol de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de C}} = 83,33 \text{ mol de CO}$$

- b) Com que s'obté un nombre igual de mols de CO₂ que de CO, hi haurà el mateix nombre de molècules de cadascun d'ells, i exerciran la mateixa pressió en les mateixes condicions. Ara farem el càlcul per a una de les reaccions (CO):

$$83,33 \cancel{\text{ mol de CO}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ molècules}}{1 \cancel{\text{ mol}}} = 5,02 \cdot 10^{25} \text{ molècules de CO}$$

c) Com que: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow$

$$\rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{83,33 \cancel{\text{ mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\cancel{\text{ mol}} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \cancel{\text{ K}}}{(3 \cdot 4 \cdot 2,5) \cdot 10^3 \cancel{\text{ L}}} = 6,8 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

50.

La gasolina té una composició mitjana d'octà (C_8H_{18}) que es crema amb l'oxigen de l'aire per donar diòxid de carboni i aigua.

a) Escriu l'equació química de la reacció que es produeix.

b) Calcula el volum d'oxigen, en condicions normals, que es necessita per cremar 1 litre de gasolina de densitat 8,0 g/mL.

c) Calcula el volum de diòxid de carboni que es despendrà, mesurat en condicions normals.

a) 1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.

2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

C_8H_{18}	+	$25/2 \text{ O}_2$	$\rightarrow$	8 CO_2	+	$9 \text{ H}_2\text{O}$
1 mol d'octà	reacciona amb	$25/2$ mols d'oxigen	i donen	8 mols de diòxid de carboni	i	9 mols d'aigua
1 L, 0,8 g/mL						

3. Expressem en mols la quantitat de gasolina equivalent a 1 L. Utilitzem la dada de la densitat:

$$10^3 \cancel{\text{ mL de C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{0,8 \text{ g de C}_8\text{H}_{18}}{1 \cancel{\text{ mL de C}_8\text{H}_{18}}} = 800 \text{ g de C}_8\text{H}_{18}$$

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 \cdot 12 + 18 \cdot 1 = 114 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 800 \cancel{\text{ g de C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18}}{114 \cancel{\text{ g de C}_8\text{H}_{18}}} = 7,02 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18}$$

4. L'estequiometria ens permet calcular els mols d'oxigen que es necessiten. Com que està en condicions normals, calcularem el volum equivalent. I, d'una manera semblant, podrem saber la quantitat de CO_2 que va a parlar a l'atmosfera:

$$\text{b) } 7,02 \cancel{\text{ mol de C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{25/2 \text{ mol de O}_2}{1 \cancel{\text{ mol de C}_8\text{H}_{18}}} = 87,7 \text{ mol de O}_2 \rightarrow$$

La reacció química

$$\rightarrow 87,7 \cancel{\text{ mol de O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \cancel{\text{ mol}}} = 1,97 \cdot 10^3 \text{ L de O}_2$$

$$\text{c) } 7,02 \cancel{\text{ mol de C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{8 \text{ mol de CO}_2}{1 \cancel{\text{ mol de C}_8\text{H}_{18}}} = 56,2 \text{ mol de CO}_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 56,2 \cancel{\text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \cancel{\text{ mol}}} = 1,258 \cdot 10^3 \text{ L de CO}_2$$

51. El gas clor s'obté en la indústria per electròlisi d'una dissolució aquosa de clorur de sodi (aigua de mar). La reacció (sense ajustar) és la següent:



- a) Quin volum de clor, mesurat en condicions normals, s'obtindrà si s'utilitzen 2,5 kg de clorur de sodi?

- b) Quants kg de NaOH s'obtindran?

- a) 1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

2 NaCl	+	2 H ₂ O	→	2 NaOH	+	Cl ₂ (g)	+	H ₂ (g)
2 mols de clorur de sodi	reaccio-	2 mols d'aigua	i donen	2 mols d'hidroxid de sodi	i	1 mol de clor	i	1 mol d'hidrogen
2,5 kg								

3. Expressem en mols la quantitat de NaCl:

$$M(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2,5 \cdot 10^3 \cancel{\text{ g de NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58,5 \cancel{\text{ g de NaCl}}} = 42,74 \text{ mol de NaCl}$$

4. L'estequiometria ens permet calcular els mols de clor que s'obtenen. Com que està en condicions normals, calcularem el volum equivalent:

$$\text{b) } 42,74 \cancel{\text{ mol de NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{2 \cancel{\text{ mol de NaCl}}} = 21,37 \text{ mol de Cl}_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 21,37 \cancel{\text{ mol de Cl}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \cancel{\text{ mol}}} = 4,79 \cdot 10^2 \text{ L Cl}_2$$

- c) I, d'una manera semblant, calculem la massa de NaOH que s'obté:

$$42,74 \cancel{\text{ mol de NaCl}} \cdot \frac{2 \text{ mol de NaOH}}{2 \cancel{\text{ mol de NaCl}}} = 42,74 \text{ mol de NaOH}$$

$$\begin{aligned}
 M(\text{NaOH}) &= 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol} \rightarrow \\
 &\rightarrow 42,74 \cancel{\text{ mol de NaOH}} \cdot \frac{40 \text{ g de NaOH}}{1 \cancel{\text{ mol de NaOH}}} = \\
 &= 1,71 \cdot 10^3 \text{ g de NaOH} = 1,71 \text{ kg de NaOH}
 \end{aligned}$$

52. El carbur de silici (SiC) és un abrasiu industrial que s'obté fent reaccionar diòxid de silici amb carboni. Com a producte de la reacció s'obté, a més, monòxid de carboni.

- Escriu l'equació química ajustada de la reacció.
- Calcula la massa de carboni que ha de reaccionar per produir 25 kg de SiC.
- Calcula la pressió que exercirà el monòxid de carboni que s'obté si es recull en un recipient de 10 L a 50 °C.

- Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
- A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

SiO ₂	+	3 C	→	SiC	+	2 CO
1 mol de diòxid de silici	reacciona amb	3 mols de carboni	i donen	1 mol de carbur de silici	i	2 mols de monòxid de carboni
				25 kg		10L, 50 °C

- Expressem en mols la quantitat de SiC:

$$\begin{aligned}
 M(\text{SiC}) &= 28,1 + 12 = 40,1 \text{ g/mol} \rightarrow \\
 &\rightarrow 2,5 \cdot 10^3 \cancel{\text{ g de SiC}} \cdot \frac{1 \text{ mol de SiC}}{40,1 \cancel{\text{ g de SiC}}} = 623,4 \text{ mol de SiC}
 \end{aligned}$$

- L'estequiometria ens permet calcular quants mols de carboni han de reaccionar per tal d'obtenir aquesta quantitat de SiC:

$$\begin{aligned}
 623,4 \cancel{\text{ mol de SiC}} \cdot \frac{3 \text{ mol de C}}{1 \cancel{\text{ mol de SiC}}} &= 1.870 \text{ mol de C} \rightarrow \\
 \rightarrow 1.870 \cancel{\text{ mol de C}} \cdot \frac{12 \text{ g de C}}{1 \cancel{\text{ mol de C}}} &= 22,4 \cdot 10^3 \text{ g de C}
 \end{aligned}$$

Utilitzant la proporció estequiomètrica, calculem els mols de CO que s'obtenen. Les lleis dels gasos ens permetran calcular la pressió que exerceix en aquestes circumstàncies.

$$623,4 \cancel{\text{ mol de SiC}} \cdot \frac{2 \text{ mol de CO}}{1 \cancel{\text{ mol de SiC}}} = 1.247 \text{ mol de CO}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1.247 \cancel{\text{mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 50) \cancel{\text{K}}}{10 \cancel{\text{L}}} = 3.302 \text{ atm}$$

53. Una roca calcària conté un 70 % de carbonat de calci, substància que, en escalfar-se, desprèn diòxid de carboni i òxid de calci. Determina el volum de diòxid de carboni, mesurat en condicions normals, que es produirà quan es cremin 25 kg de roca calcària. Quants quilos d'òxid de calci es produiran?

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

CaCO_3	+	calor	$\rightarrow$	CO_2	+	CaO
1 mol de carbonat de calci			dóna	1 mol de diòxid de carboni	i	1 mol d'òxid de calci
25 kg, 70 %						

3. Expressem la quantitat en mols de les substàncies que reaccionen. D'entrada, cal determinar la massa de CaCO_3 que hi ha en els 25 kg de roca calcària:

$$25 \cdot 10^3 \cancel{\text{g de calcària}} \cdot \frac{70 \text{ g de } \text{CaCO}_3}{100 \cancel{\text{g de calcària}}} = 17,5 \cdot 10^3 \text{ g de } \text{CaCO}_3$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 40,1 + 12 + 3 \cdot 16 = 100,1 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 17,5 \cdot 10^3 \cancel{\text{g de } \text{CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3}{100,1 \cancel{\text{g de } \text{CaCO}_3}} = 174,8 \text{ mol de } \text{CaCO}_3$$

4. L'estequiometria de la reacció ens permet calcular les quantitats de les altres substàncies que hi intervenen:
 - a) El nombre de mols de CO_2 que s'obtenen coincideix amb el de mols de CaCO_3 que reaccionen. Com que és un gas, en calculem el volum en condicions normals:

$$174,8 \cancel{\text{mol de } \text{CO}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \cancel{\text{mol}}} = 3,92 \cdot 10^3 \text{ L de } \text{CO}_2$$

- b) El nombre de mols de CaO que s'obtenen coincideix amb el de mols de CaCO_3 que reaccionen. La seva massa molar ens permetrà conèixer l'equivalent pel que fa a la massa:

$$M(\text{CaO}) = 40,1 + 16 = 56,1 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 174,8 \cancel{\text{mol de } \text{CaO}} \cdot \frac{56,1 \text{ g de } \text{CaO}}{1 \cancel{\text{mol de } \text{CaO}}} = 9,8 \cdot 10^3 \text{ g de } \text{CaO} = 9,8 \text{ kg de } \text{CaO}$$

- 54.** Per determinar la riquesa en magnesi d'un aliatge s'agafa una mostra de 2,83 g i se la fa reaccionar amb oxigen en unes condicions en les quals només s'obté òxid de magnesi en una quantitat de 3,6 g. Quin serà el percentatge de magnesi a l'aliatge?

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

Mg (s)	+	$\frac{1}{2}$ O ₂ (g)	→	MgO (s)
1 mol de magnesi	reacciona amb	1/2 mol d'oxigen	i donen	1 mol d'òxid de magnesi
2,83 g de mostra				3,6 g

3. Expressem en mols la quantitat de MgO que s'obté:

$$M(\text{MgO}) = 24,3 + 16 = 40,3 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 3,6 \text{ g de MgO} \cdot \frac{1 \text{ mol de MgO}}{40,3 \text{ g de MgO}} = 8,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol de MgO}$$

4. L'estequiometria de la reacció ens permet calcular la quantitat de magnesi que ha reaccionat:

$$0,089 \text{ mol de MgO} \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}}{1 \text{ mol de MgO}} = 0,089 \text{ mol de Mg}$$

Calculem l'equivalent en grams, i obtindrem la quantitat de Mg que hi ha a la mostra. El resultat ens permet calcular el percentatge de magnesi que conté l'aliatge:

$$0,089 \text{ mol de Mg} \cdot \frac{24,3 \text{ g de Mg}}{1 \text{ mol de Mg}} = 2,16 \text{ g de Mg} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{2,16 \text{ g de Mg}}{2,83 \text{ g de mostra}} \cdot 100 = 76,4\% \text{ de Mg en l'aliatge}$$

- 55.** El butà (C₄H₁₀) crema per acció de l'oxigen i dona diòxid de carboni i aigua. Quin volum d'aire, a 1 atm de pressió i 25 °C de temperatura, es necessita per reaccionar amb 2,5 kg de butà? Tingues en compte que l'aire té un 20 % en volum d'oxigen.

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.

La reacció química

2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

C_4H_{10}	+	$\frac{13}{2} O_2$	$\rightarrow$	$4 CO_2$	+	$5 H_2O$
1 mol de butà	reacciona amb	13/2 mols d'oxigen	i donen	4 mols de diòxid de carboni	i	5 mols d'aigua
2,5 kg		1 atm, 25 °C				

3. Expressem en mols la quantitat de butà:

$$M(C_4H_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2,5 \cdot 10^3 \text{ g de } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_4H_{10}}{58 \text{ g de } C_4H_{10}} = 43,1 \text{ mol de } C_4H_{10}$$

4. L'estequiometria de la reacció permet calcular els mols d'oxigen que hi intervenen. Com que és un gas, la llei dels gasos ens permet determinar el volum que ocuparan en les condicions del problema:

$$43,1 \text{ mol de } C_4H_{10} \cdot \frac{\frac{13}{2} \text{ mol de } O_2}{1 \text{ mol de } C_4H_{10}} = 280 \text{ mol de } O_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{280 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 6,85 \cdot 10^3 \text{ L de } O_2$$

La proporció d'oxigen que hi ha a l'aire ens permet calcular el volum d'aire que cal:

$$6,85 \cdot 10^3 \text{ L de } O_2 \cdot \frac{100 \text{ L d'aire}}{20 \text{ L de } O_2} = 34,23 \cdot 10^3 \text{ L d'aire}$$

56.

El P_4 (g) reacciona amb el Cl_2 (g) per donar PCl_3 (g). En un recipient de 15 L que conté Cl_2 en condicions normals, s'hi introdueixen 20 g de fòsfor i es posen en condicions de reaccionar. Quina és la màxima quantitat de triclorur de fòsfor que es pot obtenir?
Determina la pressió que exercirà si es recull en el recipient de 15 L a 50 °C.

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.

2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

$\frac{1}{2} \text{P}_4$	+	3Cl_2	$\rightarrow$	$2 \text{PCl}_3 (\text{g})$
1/2 mol de fòsfor	reacciona amb	3 mols de clor	i donen	2 mols de triclorur de fòsfor
20 g		15 L en c.n.		15 L, 50 °C

3. Expressem la quantitat en mols de les substàncies que reaccionen. Atès que coneixem les quantitats de tots dos reactius, el més probable és que un dels dos actuï com a reactiu limitant, i n'hem de determinar quin:

$$M(\text{P}_4) = 4 \cdot 31 = 124 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 20 \cancel{\text{ g de P}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de P}_4}{124 \cancel{\text{ g de P}_4}} = 0,16 \text{ mol de P}_4$$

$$15 \cancel{\text{ L de Cl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{22,4 \cancel{\text{ L de Cl}_2}} = 0,67 \text{ mol de Cl}_2$$

També hem de determinar el reactiu limitant, tot tenint en compte l'estequiometria de la reacció:

$$0,16 \cancel{\text{ mol de P}_4} \cdot \frac{3 \text{ mol de Cl}_2}{\frac{1}{2} \cancel{\text{ mol de P}_4}} = 0,96 \text{ mol de Cl}_2$$

Aquesta quantitat és més gran que els 0,67 mols que tenim d'aquesta substància. Per tant, el reactiu limitant és el Cl_2 .

4. Calculem la quantitat de triclorur de fòsfor que s'obté a partir de la quantitat de reactiu limitant que hi ha. L'estequiometria de la reacció ens permet determinar-la:

La proporció d'oxigen que hi ha a l'aire ens permet calcular el volum d'aire que cal:

$$0,67 \cancel{\text{ mol de Cl}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de PCl}_3}{3 \cancel{\text{ mol de Cl}_2}} = 0,45 \text{ mol de PCl}_3$$

Mitjançant les lleis dels gasos, determinarem la pressió que exerceix en les condicions del problema:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,45 \cancel{\text{ mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (273 + 50) \cancel{\text{ K}}}{15 \cancel{\text{ L}}} =$$

$$= 0,79 \text{ L de PCl}_3$$

57. Quan el clorur de calci reacciona amb carbonat de sodi, s'obté un precipitat blanc de carbonat de calci i una altra substància. Si es barregen 20 mL d'una dissolució 5 M en Na_2CO_3 amb 30 mL de dissolució 4 M de CaCl_2 , calcula la quantitat de precipitat blanc que s'obtindrà.

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

CaCl_2	+	Na_2CO_3	$\rightarrow$	CaCO_3	+	2 NaCl
1 mol de clorur de calci	reacciona amb	1 mol de carbonat de sodi	i donen	1 mol de carbonat de calci	i	2 mols de clorur de sodi
30 mL, 4 M		20 mL, 5 M				

3. Expressem la quantitat en mols de les substàncies que reaccionen. Com que coneixem les quantitats de tots dos reactius, el més probable és que un dels dos actuï com a reactiu limitant, i n'hem de determinar quin:

$$30 \cdot 10^{-3} \text{ L de } \cancel{\text{CaCl}_2} \cdot \frac{4 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ mol de CaCl}_2}} = 0,12 \text{ mol de CaCl}_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 20 \cdot 10^{-3} \text{ L de } \cancel{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{5 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ mol de Na}_2\text{CO}_3}} = 0,1 \text{ mol de Na}_2\text{CO}_3$$

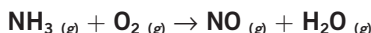
L'estequiometria de la reacció ens indica que hi intervé el mateix nombre de mols de cadascun dels reactius. Per consegüent, el reactiu limitant és el Na_2CO_3 .

4. El precipitat blanc és el CaCO_3 . Calculem la quantitat de substància que s'obté a partir de la quantitat de reactiu limitant que hi ha. L'estequiometria de la reacció diu que s'obtindrà el mateix nombre de mols que de Na_2CO_3 :

$$M(\text{CaCO}_3) = 40,1 + 12 + 3 \cdot 16 = 100,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,1 \text{ mol de } \cancel{\text{CaCO}_3} \cdot \frac{100,1 \text{ g de CaCO}_3}{1 \cancel{\text{ mol de CaCO}_3}} = 10 \text{ g de CaCO}_3$$

58. El primer pas en la fabricació de l'àcid nítric consisteix a l'oxidació de l'amoníac, procés que representem per mitjà de l'equació (sense ajustar):



En un recipient, s'hi introdueixen 25 L d'amoníac i 50 L d'oxigen mesurats en condicions normals. Determina els grams de cadascuna de les substàncies que tindrem al final del procés.

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

$2 \text{ NH}_3 \text{ (g)}$	+	$\frac{5}{2} \text{ O}_2 \text{ (g)}$	$\rightarrow$	2 NO (g)	+	$3 \text{ H}_2\text{O (g)}$
2 mols d'amoníac	reaccionen amb	5/2 mols d'oxigen	i donen	2 mols de monòxid de nitrogen	i	3 mols d'aigua
25 L, C.N.		50 L, C.N.				

3. Expressem en mols les quantitats de les substàncies que reaccionen, i ho farem tenint en compte que són gasos en condicions normals. Com que coneixem les quantitats de tots dos reactius, el més probable és que un dels dos actuï com a reactiu limitant, i n'hem de determinar quin:

$$25 \text{ L de } \cancel{\text{NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \cancel{\text{ L}}} = 1,17 \text{ mol de } \text{NH}_3$$

$$50 \text{ L de } \cancel{\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \cancel{\text{ L}}} = 2,23 \text{ mol de } \text{O}_2$$

Determinem el reactiu limitant tot tenint en compte l'estequiometria de la reacció:

$$1,17 \cancel{\text{ mol de } \text{NH}_3} \cdot \frac{5/2 \text{ mol de } \text{O}_2}{2 \cancel{\text{ mol de } \text{NH}_3}} = 1,46 \text{ mol de } \text{O}_2$$

Aquesta quantitat és més petita que els 2,23 mols que tenim d'aquesta substància. Per tant, el reactiu limitant és el NH_3 .

4. Calculem la quantitat de cada substància que s'obté a partir de la quantitat de reactiu limitant que hi ha. Mitjançant la seva massa molar sabem l'equivalent en g de cadascuna de les substàncies:

$$\text{a) } 1,17 \cancel{\text{ mol de } \text{NH}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{NO}}{2 \cancel{\text{ mol de } \text{NH}_3}} = 1,17 \text{ mol de } \text{NO}$$

$$M(\text{NO}) = 14 + 16 = 30 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1,17 \cancel{\text{ mol de } \text{NO}} \cdot \frac{30 \text{ g de } \text{NO}}{1 \cancel{\text{ mol de } \text{NO}}} = 35,1 \text{ g de } \text{NO}$$

$$\text{b) } 1,17 \cancel{\text{ mol de } \text{NH}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{2 \cancel{\text{ mol de } \text{NH}_3}} = 1,75 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1,75 \cancel{\text{ mol de } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}} = 31,6 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

c) Quantitat de O_2 que no ha reaccionat:

$$2,23 \text{ mol} - 1,46 \text{ mol} = 0,77 \text{ mol}$$

Aleshores:

$$M(O_2) = 2 \cdot 16 = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,77 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{32 \text{ g de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} = 24,6 \text{ g de } O_2$$

59. L'alumini reacciona amb l'àcid sulfúric per donar sulfat d'alumini i hidrogen. Es fan reaccionar 5 g d'alumini amb 40 mL de H_2SO_4 1,25 M. Quants grams d'hidrogen s'obtindran com a màxim?

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

2Al	+	3 H ₂ SO ₄	→	Al ₂ (SO ₄) ₃	+	3 H ₂ (g)
2 mols d'alumini	reaccionen amb	3 mols d'àcid sulfúric	i donen	1 mol de sulfat d'alumini	i	3 mols d'hidrogen
5 g		40 mL, 1,25 M				

3. Com que coneixem les quantitats de tots dos reactius, el més probable és que un dels dos actuï com a reactiu limitant, i n'hem de determinar quin:

$$5 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} = 0,19 \text{ mol de Al}$$

$$40 \cdot 10^{-3} \text{ L de } H_2SO_4 \cdot \frac{1,25 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol de } H_2SO_4$$

Determinem el reactiu limitant tot tenint en compte l'estequiometria de la reacció:

$$0,19 \text{ mol de Al} \cdot \frac{3 \text{ mol de } H_2SO_4}{2 \text{ mol de Al}} = 0,28 \text{ mol de } H_2SO_4$$

Aquesta quantitat és més gran que els 0,05 mols que tenim d'aquesta substància. Per tant, el reactiu limitant és el H_2SO_4 .

4. La quantitat màxima d'hidrogen que es pot obtenir és la que permet la quantitat de reactiu limitant que hi ha.

L'estequiometria determina que s'obtindrà el mateix nombre de mols d'hidrogen que d'àcid sulfúric. A partir, doncs, de l'estequiometria i de la massa molar del H n'obtindrem l'equivalent en grams:

$$0,05 \cancel{\text{ mol de H}_2} \cdot \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \cancel{\text{ mol de H}_2}} = 0,1 \text{ g de H}_2$$

60. Sabem que quan un àcid reacciona amb una base neutralitzen els seus efectes. N'hi haurà prou amb afegir 18 g d'hidròxid de alumini a 200 mL d'una dissolució d'àcid sulfúric 1,5 M per tenir un medi neutre? Determina si, després de la reacció, tindrem un medi àcid o bàsic.

1. Escrivim l'equació química de la reacció i l'ajustem.
2. A sota de cada substància, hi escrivim les dades que coneixem:

2 Al(OH) ₃	+	3 H ₂ SO ₄	→	Al ₂ (SO ₄) ₃	+	6 H ₂ O
2 mols d'hidròxid d'alumini	reaccionen amb	3 mols d'àcid sulfúric	i donen	1 mol de sulfat d'alumini	i	6 mols d'aigua
18 g		200 mL, 1,5 M				

3. Expressem la quantitat en mols de les substàncies que reaccionen. Com que coneixem les quantitats de tots dos reactius, el més probable és que un dels dos actuï com a reactiu limitant, i hem de determinar quin:

$$M[\text{Al}(\text{OH})_3] = 27 + 3 \cdot (16 + 1) = 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 18 \cancel{\text{ g de Al}(\text{OH})_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3}{78 \cancel{\text{ g de Al}(\text{OH})_3}} = 0,23 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3$$

$$200 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{ L de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1,5 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 0,3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Determinem el reactiu limitant tot tenint en compte l'estequiometria de la reacció:

$$0,23 \cancel{\text{ mol de Al}(\text{OH})_3} \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{2 \cancel{\text{ mol de Al}(\text{OH})_3}} = 0,345 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Aquesta quantitat és més gran que els 0,3 mols que tenim d'aquesta substància. Per tant, el reactiu limitant és el H₂SO₄. I com que sobra Al(OH)₃, aleshores tindrem un medi bàsic.

61. En la combustió d'1 mol de glucosa s'alliberen 2.540 kJ. La major part dels hidrats de carboni es descomponen donant glucosa. Calcula la quantitat d'energia que es produeix en el nostre cos cada cop que metabolitzem 10 g de glucosa (aproximadament la quantitat de sucre que hi ha en un sobret).

La reacció química

Fórmula de la glucosa: $C_6H_{12}O_6$.

$$M(C_6H_{12}O_6) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}$$

$$\cancel{10 \text{ g de } C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6}{\cancel{180 \text{ g de } C_6H_{12}O_6}} = 0,056 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,056 \cancel{\text{ mol de } C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{2540 \text{ kJ}}{\cancel{1 \text{ mol}}} = 141 \text{ kJ}$$

62. El clor es troba en la naturalesa principalment en forma de clorurs.

Podem obtenir clor al laboratori a partir de la reacció:



Calcula el volum de gas clor mesurat a 25 °C i a 1atm que s'obté a partir d'1kg de sal i el volum d'àcid sulfúric 0,5 M que s'ha necessitat.

$$1.000 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{58,5 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol de clor}}{4 \text{ mol NaCl}} = 4,27 \text{ mol de clor}$$

Calculem el volum de clor obtingut:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{4,27 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 104,4 \text{ litres de clor.}$$

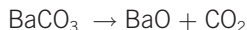
$$4,27 \text{ mol de clor} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol clor}} \cdot \frac{1 \text{ litre}}{0,5 \text{ mol}} = 17,08 \text{ litres d'àcid.}$$

63. Quan el carbonat de bari s'escalfa es desprèn diòxid de carboni i queda un residu d'òxid de bari. Calcula:

a) La quantitat de carbonat que es va escalfar si el diòxid de carboni que es va obtenir, recollit en un recipient de 8 L a la temperatura de 150 °C, exercia una pressió de 2,5 atm.

b) Els grams d'òxid de bari que es van obtenir.

La reacció que té lloc és:



a) Calculem els mols de diòxid de carboni obtingut:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2,5 \cdot 8}{0,082 \cdot 423} = 0,57 \text{ mol}$$

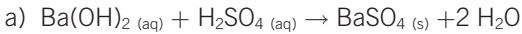
$$0,57 \text{ mols CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{197 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 112,29 \text{ g de carbonat}$$

$$\text{b) } 0,57 \text{ mols CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BaO}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{153 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 87,21 \text{ g de BaO}$$

64. Es neutralitzen 250 cm^3 d'una dissolució d'hidròxid de bari $0,5 \text{ M}$ amb àcid sulfúric diluït, el sulfat de bari obtingut és una sal insoluble.

a) Escriu l'equació de la reacció que ha tingut lloc.

b) Quina massa de precipitat hem obtingut.



$$\text{b) } 250 \text{ cm}^3 \cdot \frac{0,5 \text{ mol}}{1.000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol sulfat}}{1 \text{ mol hidròxid}} \cdot \frac{233 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 29,125 \text{ g sulfat}$$

65. En un calorímetre s'han cremat 100 g d'un determinat alcohol. La calor despresa ha escalfat 500 mL d'aigua de 25°C fins 37°C . Calcula la calor despresa per l'alcohol.

Dada: la calor específica de l'aigua és $4,2 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

$$\text{a) } Q = m \cdot C_e \cdot \Delta t = 500 \text{ g} \cdot 4,2 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (37 - 25) \text{ K} = 2,52 \cdot 10^4 \text{ J}$$

66. A la indústria aeronàutica s'utilitza un aliatge format per un 85% d'alumini i un 15% en massa de magnesi.

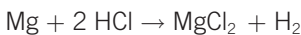
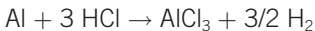
Una mostra de $2,25 \text{ grams}$ d'aquest aliatge es fan reaccionar amb un excés d'àcid clorhídric 2 M .

Calcula:

a) El volum total d'hidrogen obtingut a 25°C i $1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

b) El volum de la dissolució d'àcid clorhídric que s'ha necessitat.

Les reaccions que tenen lloc són:



a)

$$2,25 \text{ g} \cdot \frac{85 \text{ g Al}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{27 \text{ g}} \cdot \frac{1,5 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Al}} = 0,106 \text{ mol}$$

$$2,25 \text{ g} \cdot \frac{15 \text{ g Mg}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{24,3 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Mg}} = 0,0138 \text{ mol}$$

mols totals d'hidrogen obtingut = $0,119889$ ho aproximem a $0,12$.

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,12 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 2,9 \text{ litres}$$

$$\text{b) } 2,25 \text{ g} \cdot \frac{85 \text{ g Al}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{27 \text{ g}} \cdot \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Al}} = 0,2125 \text{ mol HCl}$$

$$2,25 \text{ g} \cdot \frac{15 \text{ g Mg}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{24,3 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Mg}} = 0,276 \text{ mol HCl}$$

mols totals de HCl = $0,4885$ (ho aproximem a $0,5$)

$$0,5 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1.000 \text{ cm}^3}{2 \text{ mol}} = 250 \text{ cm}^3$$

La reacció química

- 67.** Un tros de ferro de 20 g és exposat a la intempèrie, la seva massa augmenta 1g degut a l'òxid de ferro (III) format. Calcula la massa de ferro que ha quedat sense oxidar.

La reacció que té lloc és:

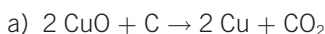


$$1 \text{ g d'òxid} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{160 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{56 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,7 \text{ g de Fe}$$

$$20 \text{ g de ferro} - 0,7 \text{ g que han reaccionat} = 19,3 \text{ g.}$$

- 68.** El coure es pot obtenir a partir de l'òxid de coure CuO, fent-lo reaccionar amb carboni grafit (es forma diòxid de carboni).

- Escriu l'equació de la reacció corresponent.
- Explica per què és una reacció de desplaçament i també de reducció.
- Calcula els grams de coure que podem obtenir a partir de 350 g d'un òxid del 72 % de riquesa.

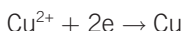


És una reacció de desplaçament perquè podem considerar que el carboni ha desplaçat el coure del seu òxid.

És una reacció redox, ja que l'òxid de coure es redueix (perd oxigen) a coure, i el carboni s'oxida a diòxid de carboni.

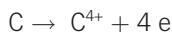
Des del punt de vista electrònic:

És una reacció redox perquè el Cu^{2+} passa a coure metàl·lic:



Els ions coure(II) són els oxidants, ja que guanyen electrons i es redueixen a coure.

El carboni perd electrons, i, per tant, és el reductor:



- c) Calculem els grams de coure:

$$350 \text{ g de CuO} \cdot \frac{72 \text{ g}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{79,5 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuO}} \cdot \frac{63,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 201,28 \text{ g}$$

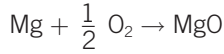
- 69.** El magnesi s'utilitza per a la fabricació de bengales, ja que la seva combustió és molt lluminosa.

Una mostra de 4,5 g de magnesi es fan reaccionar amb 5 dm³ d'oxigen a 25 °C i 1,01 · 10⁵ Pa.

Calcula:

- El reactiu limitant.
- La massa de l'òxid de magnesi format.

a) La reacció que té lloc:



Calcularem els mols de cada reactiu:

$$4,5 \text{ g de Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{24,3 \text{ g}} = 0,185 \text{ mol}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{5 \cdot 1}{0,082 \cdot 298} = 0,20 \text{ mol oxigen}$$

El reactiu limitant és el magnesi.

$$\text{b) } 0,185 \text{ mols de Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol d'òxid}}{1 \text{ mol Mg}} \cdot \frac{40,3 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 7,45 \text{ g d'òxid}$$

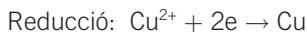
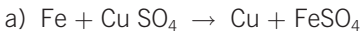
70. Una certa quantitat de ferro reacciona amb 300 mL d'una solució de sulfat de coure (II) al 15 % en massa i densitat $1,05 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Els productes de la reacció són coure i sulfat de ferro(II).

a) Escriu l'equació química corresponent.

b) Escriu la semireacció de reducció i la d'oxidació.

c) Indica l'espècie oxidant i la reductora.

d) Calcula la massa de ferro que ha reaccionat.



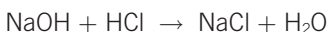
$$\text{d) } 300 \text{ mL} \cdot \frac{1,05 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{15 \text{ g sulf.}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{159,5 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol sulf.}} \cdot \frac{56 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 16,58 \text{ g de ferro.}$$

71. Volem neutralitzar 100 cm^3 d'una solució d'hidròxid de sodi $0,2 \text{ M}$ amb un àcid clorhídric $0,5 \text{ M}$.

a) Calcula el volum d'àcid que necessitem.

b) Calcula la massa de la sal formada.

c) Indica quin pH tindrà la solució una vegada s'hagi acabat la neutralització.



a) Calculem el volum de l'àcid:

$$100 \text{ cm}^3 \text{ NaOH} \cdot \frac{0,2 \text{ mol}}{1.000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol d'àcid}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1.000 \text{ cm}^3}{0,5 \text{ mol}} = 40 \text{ cm}^3$$

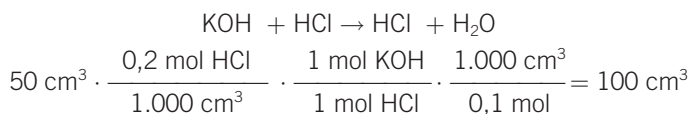
La reacció química

$$b) 100 \text{ cm}^3 \text{ NaOH} \cdot \frac{0,2 \text{ mols}}{1.000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{58,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,17 \text{ g}$$

- c) El pH de la dissolució serà 7, ja que el clorur de sodi format és una sal neutra.

- 72. Calcula el volum d'una dissolució de KOH 0,1 M que es necessita per neutralitzar 50 cm³ d'una solució 0,2 M d'àcid clorhídric.**

La reacció és :



- 73. Calcula la massa d'òxid de calci (CaO) produïda quan es descomponen 10,0 kg de carbonat de calci si el rendiment de la reacció és del 85 %.**



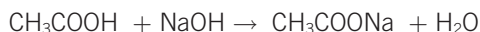
$$10,0 \text{ kg} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{56 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{85 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 4.760 \text{ g}$$

- 74. Per determinar l'àcid acètic d'un vinagre (CH₃COOH) d'un vinagre, s'introdueixen 25,0 ml de vinagre en un matràs aforat de 250 mL, s'hi afegeix aigua i s'arrassa el contingut. En valorar 25,0 mL d'aquesta dissolució, es necessiten 24,0 mL d'hidròxid de sodi 0,1 M.**

a) Determina la concentració de l'àcid del vinagre.

b) Explica el procediment i el nom del material utilitzat per portar a terme aquesta valoració.

La reacció que té lloc és :



Calculem el nombre de mols d'àcid que han reaccionat:

$$24,0 \text{ mL} \cdot \frac{0,1 \text{ mol}}{1.000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol d'àci}}{1 \text{ mol NaOH}} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol d'àcid}$$

Aquests mols d'àcid són els que hi ha a 25 mL de la solució que resulta de diluir 10 vegades la solució inicial; per tant:

$$250 \text{ mL} \cdot \frac{2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol d'àcid}}{25 \text{ mL}} = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{La concentració de l'àcid és} = \frac{2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{25 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,96 \text{ M}$$

(veure assaig de la pàgina 206 del llibre de text).

S'omple una bureta de 25 cm³ amb la dissolució de l'hidròxid de sodi. Agafem 25 mL de la dissolució diluïda del vinagre, utilitzant una

proveta, o una pipeta de 20 mL i una pipeta graduada de 5 o 10 mL, i l'aboquem en un erlenmeyer de 100 mL.

Hi afegim unes gotes de fenolftaleïna i obrim la clau de la bureta deixant caure l'hidròxid a poc a poc. Anem remonent l'erlenmeyer, i just en el moment que, en caure una gota, el color violat de la dissolució no desapareix, tanquem la clau.

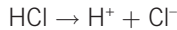
Mesurem el volum de l'hidròxid gastat.

- 75. A 50 mL d'una solució d'àcid clorhídric 1 M se li afegeixen 100 mL d'una solució de nitrat de plata 0,5 M.**

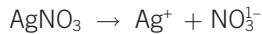
Calcula:

- La concentració d'ions clorur que hi ha a la solució de l'àcid.**
- La concentració d'ions plata i ions nitrat que hi ha a la solució de nitrat de plata.**
- La massa de clorur de plata que precipitarà.**

- a) La concentració d'ions clorur és la mateixa que la de l'àcid, ja que per a cada mol d'àcid que es dissol s'obté un mol d'ions Cl^- .



- b) La concentració d'ions plata i d'ions nitrat que hi ha a la solució és la mateixa que la del nitrat, ja que per cada mol de nitrat s'obté un mol d'ions Ag^+ i un mol d'ions NO_3^- .

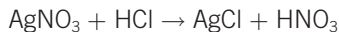


- c) Primer de tot haurem de calcular el nombre de mols d'àcid i de nitrat que hi ha inicialment:

$$50 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1.000 \text{ mL}} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HCl}$$

$$100 \text{ mL} \cdot \frac{0,5 \text{ mol AgNO}_3}{1.000 \text{ mL}} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de AgNO}_3$$

Tenim, per tant, els mateixos mols d'àcid que de nitrat, i es formaran els mateixos mols de clorur de plata, ja que la reacció és la següent:



$$5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de AgCl} \cdot \frac{143,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 7,17 \text{ g de AgCl}$$

- 76. Els hipoclorits s'utilitzen com a desinfectants (lleixiu), i blanquejants de fibres i paper. L'hipoclorit de sodi s'obté fent reaccionar el clor amb hidròxid de sodi. L'equació química corresponent és:**



Es fan reaccionar 75 kg d'hidròxid de sodi del 90 % de puresa amb 45 kg de clor gas.

La reacció química

Calcula:

a) El reactiu que està en excés i en quina quantitat.

b) La massa de l'hipoclorit obtingut si el rendiment és del 90 %.

a) Passem a mols les quantitats de cada reactiu:

$$75 \cdot 10^3 \text{ g NaOH} \cdot \frac{90 \text{ g}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{40 \text{ g}} = 1,68 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$45 \cdot 10^3 \text{ g clor} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{71 \text{ g}} = 6,3 \cdot 10^2 \text{ mol}$$

El reactiu que està en excés és l'hidròxid de sodi, ja que perquè reaccionï tot el clor necessita $1,26 \cdot 10^3$ mols de NaOH:

$$6,3 \cdot 10^2 \text{ mol de clor} \cdot \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol de clor}} = 1,26 \cdot 10^3 \text{ mol NaOH}$$

$$1,68 \cdot 10^3 \text{ mol} - 1,26 \cdot 10^3 \text{ mol} = 0,42 \text{ mols de NaOH que sobren.}$$

$$\text{b) } 6,3 \cdot 10^2 \text{ mol} \cdot \frac{1 \text{ mol NaClO}}{1 \text{ mol de clor}} \cdot \frac{74,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{90 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 4,2 \cdot 10^4 \text{ g de clor}$$

S'obtenen 42 kg d'hipoclorit.

77. L'aspirina, àcid acetilsalicílic, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, s'obté a partir de l'àcid salicílic $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ i l'anhidrid acètic.

La relació estequiomètrica entre els dos àcids és de 1:1.

Calcula el rendiment de la reacció si a partir de 70 g d'àcid salicílic s'obtenen 85 g d'aspirina.

$$70 \text{ g d'àcid salicílic} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{138 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol aspirina}}{1 \text{ mol d'àcid}} \cdot \frac{180 \text{ g}}{1 \text{ mol aspirina}} = 91,30 \text{ g}$$

$$\text{rendiment} = \frac{\text{grams obtinguts}}{\text{grams teòrics}} \cdot 100 = 93 \%$$

78. En un vas de precipitats es posen 5,0 g de pedra calcària, amb un contingut del 42 % en massa de carbonat de calci, i 50 cm³ d'àcid clorhídric 5 M. La reacció que es produeix condueix a la formació de clorur de calci, diòxid de carboni i aigua.

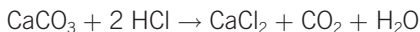
a) Escriu l'equació de la reacció que es produeix.

b) Indica el reactiu limitant i la quantitat en excés de l'altre reactiu, expressada en mols.

c) Calcula el volum de diòxid de carboni alliberat a 25 °C i 1 atm.

d) Calcula la concentració molar final de clorur de calci i d'àcid clorhídric, suposant que el volum final de la dissolució és de 50 cm³.

a) L'equació de la reacció és:



b) Passem les quantitats dels reactius que ens donen a mols:

$$5 \text{ g calcària} \cdot \frac{42 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g calcària}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{100 \text{ g}} = 2,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$50 \text{ cm}^3 \cdot \frac{5 \text{ mol HCl}}{1.000 \text{ cm}^3} = 2,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol de HCl}$$

El reactiu limitant és el carbonat, ja que hi ha prou àcid perquè reaccionï totalment.

$$2,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 4,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol HCl}$$

$2,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol de HCl} - 4,2 \cdot 10^{-2} \text{ mols HCl} = 2,12 \cdot 10^{-1} \text{ mol de HCl que sobren.}$

$$\text{c)} \quad 2,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 2,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol CO}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2,1 \cdot 10^{-2} \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 0,513 \text{ litres.}$$

$$\text{c) Concentració del HCl} = \frac{2,12 \cdot 10^{-1} \text{ mol}}{5 \cdot 10^{-2} \text{ litres}} = 4,24 \text{ M}$$

$$2,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 2,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Concentració del CaCl}_2 = \frac{2,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{5 \cdot 10^{-2} \text{ litres}} = 0,42 \text{ M}$$