Problemas tipo de cálculos químicos.

(1) a) $m = d \cdot V = 1 \frac{g}{cm^3} \cdot 25 cm^3 = 25 g$

$n = \frac{m}{M} = \frac{25}{18} = \boxed{1'39 \text{ mol}}$

b) $N_H = 1'39 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} =$

$= \boxed{1'67 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}}$

c) $m = 1 \text{ molécula } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O} \cdot$

$\cdot \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = \boxed{2'99 \cdot 10^{-23} \text{ g } H_2O}$

(2) $M = 2 \cdot 55'85 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 399'7 \frac{g}{mol}$

a) $n = \frac{m}{M} = \frac{500}{399'7} =$ **1'25 mol $Fe_2(SO_4)_3$**

b) $N = n \cdot N_A = 1'25 \cdot 6'022 \cdot 10^{23} =$ **753 · 10^{23} moléculas**

c) $N = 753 \cdot 10^{23}$ ~~moléculas~~ $\cdot \frac{17 \text{ átomos}}{1 \text{ ~~molécula~~}} =$

$=$ **$1'28 \cdot 10^{25}$ átomos**

d) Fe: $1'25 \cdot 2 =$ **2'5 mol**

S: $1'25 \cdot 3 =$ **3'75 mol**

O: $1'25 \cdot 12 =$ **15 mol**

e) Fe: $2'5 \cdot 55'85 =$ **140 g**

S: $3'75 \cdot 32 =$ **120 g**

O: $15 \cdot 16 =$ **240 g**

f) Fe: $2'5 \cdot N_A =$ $1'51 \cdot 10^{24}$ átomos

S: $3'75 \cdot N_A =$ $2'26 \cdot 10^{24}$ átomos

O: $15 \cdot N_A =$ $9'03 \cdot 10^{24}$ átomos

(3) $M = 46 \frac{g}{mol}$

$$c_M = \frac{95 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{0'90 \text{ g disol.}}{1 \text{ ml disol.}} \cdot \frac{1000 \text{ ml disol.}}{1 \text{ l disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol soluto}}{46 \text{ g soluto}} = \boxed{18'6 \text{ M}}$$

$$c = \frac{95 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{0'90 \text{ g disol.}}{1 \text{ ml disol.}} \cdot \frac{1000 \text{ ml disol.}}{1 \text{ l disol.}} =$$

$$= \boxed{855 \frac{g}{l}}$$

$$x_s = \frac{95 \text{ g soluto}}{95 \text{ g soluto} + 5 \text{ g disolvente}} = \frac{\frac{95}{46}}{\frac{95}{46} + \frac{5}{18}} =$$

$$= \boxed{0'881} \qquad x_d = 1 - x_s = 1 - 0'881 = \boxed{0'119}$$

(4) $KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$

* En las diluciones: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

$M_{KOH} = 56$

$$c_1 = \frac{30\ g\ KOH}{250\ ml\ disol.} \cdot \frac{1000\ ml\ disol.}{1\ l\ disol.} \cdot \frac{1\ mol\ KOH}{56\ g\ KOH} =$$

$$= 2'14\ M$$

* Concentración final:

$$c_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{2'14 \cdot 250}{500} = 1'07\ M$$

* Número de iones K^+:

$$N = 1'07 \frac{mol\ KOH}{l} \cdot 0'050\ l \cdot \frac{1\ mol\ K^+}{1\ mol\ KOH} \cdot$$

$$\cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23}\ iones\ K^+}{1\ mol\ K^+} = \boxed{3'22 \cdot 10^{22}\ iones\ K^+}$$

(5) a) * Masa de disolución:

$m_D = d_D \cdot V_D = 1'05 \frac{g}{\cancel{ml}} \cdot 1500 \cancel{ml} = 1575\ g$ disolución

$M_{H_2SO_4} = 98$ $\quad M_{H_2O} = 18$ $\quad m_{H_2O} = 1428\ g$

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{\frac{147}{98}}{\frac{147}{98} + \frac{1428}{18}} = \boxed{0'0186}$$

$$x_d = 1 - x_s = 1 - 0'0186 = \boxed{0'9814}$$

b) * En las diluciones: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

* Concentración inicial:

$$c_1 = \frac{147\ \cancel{g\ H_2SO_4}}{1'5\ l\ \text{disolución}} \cdot \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{98\ \cancel{g\ H_2SO_4}} = 1\ M$$

* Volumen inicial necesario:

$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

$$V_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{c_1} = \frac{0'5 \cdot 500}{1} = \boxed{250\ ml}$$

(6) $M = 60 \frac{g}{mol}$

* Concentración inicial:

$$c_1 = \frac{10 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1'05 \text{ g disolución}}{1 \text{ ml disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ ml disolución}}{1 \text{ l disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol soluto}}{60 \text{ g soluto}} = 1'75 \text{ M}$$

* Concentración final:

$$c_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{1'75 \cdot 25}{250} = \boxed{0'175 \text{ M}}$$

(7) * Concentración inicial:

$$c_1 = \frac{25 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'5 \text{ g soluto}} \cdot \frac{0'91 \text{ g disolución}}{1 \text{ ml disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ ml disolución}}{1 \text{ l disolución}} = 6'23 \text{ M}$$

* Volumen a tomar:

$$V_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{c_1} = \frac{0'1 \cdot 1500}{6'23} = \boxed{241 \text{ ml}}$$

(8) * Masa de 500 ml de disolución:

$$m = d \cdot V = 1'055 \frac{g}{\cancel{ml}} \, 500 \, \cancel{ml} = 527 \text{ g disolución}$$

* Masa de soluto en 500 ml de disolución:

$$m = \frac{10 \text{ g soluto}}{100 \text{ g } \cancel{\text{disolución}}} \cdot \frac{1'055 \text{ g } \cancel{\text{disol.}}}{1 \text{ ml } \cancel{\text{disol.}}} \cdot 500 \text{ ml } \cancel{\text{disol.}} =$$

$$= 52'75 \text{ g soluto}$$

* Masa de la disolución final:

$$m = 527 + 1000 = 1527 \text{ g}$$

* Porcentaje en masa de la disolución final:

$$\text{Porcentaje} = \frac{m_s \cdot 100}{m_D} = \frac{52'75 \cdot 100}{1527} = \boxed{3'45\ \%}$$

(9) a) * Concentración inicial:

$$c_{M_1} = \frac{36 \text{ g } \cancel{HCl}}{100 \text{ g } \cancel{\text{disolución}}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'5 \text{ g } \cancel{HCl}} \cdot \frac{1'19 \text{ g } \cancel{\text{disol.}}}{1 \text{ ml } \cancel{\text{disol.}}} \cdot$$

$$\cdot \frac{1000 \text{ ml } \cancel{\text{disol.}}}{1 \text{ l disol.}} = 11'7 \text{ M}$$

* Volumen inicial:

$$V_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{c_1} = \frac{0'3 \cdot 1000}{11'7} = \boxed{25'6 \text{ ml}}$$

b) $c_{M1} \cdot V_1 = c_{M2} \cdot V_2$

$$c_{M2} = \frac{c_{M1} \cdot V_1}{V_2} = \frac{0'3 \cdot 50}{250} = \boxed{0'06\ M}$$

(10) a)

$$n = 2\ \ell\ H_2S \cdot \frac{1\ mol\ H_2S}{22'4\ \ell\ H_2S} = \boxed{0'0893\ mol\ H_2S}$$

b)

$$N = 0'0893\ mol \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23}\ moléculas}{1\ mol} \cdot \frac{3\ átomos}{1\ molécula} =$$

$$= \boxed{1'61 \cdot 10^{23}\ átomos}$$

c)

$$m = 1\ molécula\ H_2S \cdot \frac{1\ mol\ H_2S}{6'022 \cdot 10^{23}\ moléculas\ H_2S} \cdot$$

$$\cdot \frac{34\ g\ H_2S}{1\ mol\ H_2S} = \boxed{5'65 \cdot 10^{-23}\ g}$$

(11) a) Según la hipótesis de Avogadro: volúmenes iguales de distintos gases en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas. Y al contrario: a igual número de moléculas (y, por tanto, de moles) igual volumen.

b) La del oxígeno, por tener mayor masa molecular.

N_2: $m = n \cdot M = 1 \cdot 28 = 28$ g

O_2: $m = n \cdot M = 1 \cdot 32 = 32$ g

c) En ambos igual. Un mol de cualquier sustancia contiene un número de Avogadro de partículas.

(12) C_4H_8S

a) $M_{empírica} = 4 \cdot 12 + 8 + 32 = 88$

$$\frac{M_{molecular}}{M_{empírica}} = n \Rightarrow \frac{176}{88} = 2$$

Fórmula molecular: $\boxed{C_8H_{16}S_2}$

b)

$$N_H = 25\ \text{g}\ C_8H_{16}S_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_8H_{16}S_2}{176\ \text{g}\ C_8H_{16}S_2} \cdot \frac{16\ \text{mol}\ H}{1\ \text{mol}\ C_8H_{16}S_2} \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}\ H}{1\ \text{mol}\ H} =$$

$$= \boxed{1'37 \cdot 10^{24}\ \text{átomos}\ H}$$

c)

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot V} = \frac{2 \cdot 0'082 \cdot (120+273)}{176 \cdot 1'5} =$$

$$= \boxed{0'244\ \text{atm}}$$

(13) a) $M_{FeS_2} = 120$ $\quad M_{Fe_2O_3} = 160$

$$m_{Fe_2O_3} = 500\ \text{kg pirita} \cdot \frac{92\ \text{kg}\ FeS_2}{100\ \text{kg pirita}} \cdot \frac{1000\ \text{g}\ FeS_2}{1\ \text{kg}\ FeS_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ FeS_2}{120\ \text{g}\ FeS_2} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ Fe_2O_3}{4\ \text{mol}\ FeS_2} \cdot \frac{160\ \text{g}\ Fe_2O_3}{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ Fe_2O_3}{1000\ \text{g}\ Fe_2O_3} = \boxed{307\ \text{kg}\ Fe_2O_3}$$

b) * Nº moles de O_2:

$$n_{O_2} = 500\ \text{kg pirita} \cdot \frac{92\ \text{kg } FeS_2}{100\ \text{kg pirita}} \cdot \frac{1000\ \text{g } FeS_2}{1\ \text{kg } FeS_2} \cdot \frac{1\ \text{mol } FeS_2}{120\ \text{g } FeS_2} \cdot \frac{11\ \text{mol } O_2}{4\ \text{mol } FeS_2} = 1'05 \cdot 10^4\ \text{mol } O_2$$

* Volumen de O_2:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1'05 \cdot 10^4 \cdot 0'082 \cdot 293}{\frac{720}{760}} = 2'66 \cdot 10^5\ l = \boxed{266\ m^3}$$

(14) $M_{AgNO_3} = 170$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{20}{170} = 0'118\ \text{mol } AgNO_3$$

a)

$$n_{N_2O} = 0'118\ \text{mol } AgNO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol } N_2O_5}{2\ \text{mol } AgNO_3} = \boxed{0'059\ \text{mol } N_2O_5}$$

b) * Moles de O_2:

$$n = 0'118\ \text{mol } AgNO_3 \cdot \frac{0'5\ \text{mol } O_2}{2\ \text{mol } AgNO_3} = 0'0295\ \text{mol } O_2$$

* Volumen de O_2:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'0295 \cdot 0'082 \cdot 293}{\frac{620}{760}} = \boxed{0'869\ l}$$

(15) * $a\ HNO_3 + b\ Cu \rightarrow c\ Cu(NO_3)_2 + d\ N_2O + e\ H_2O$

H: $a = 2e$ ✓

N: $a = 2c + 2d$

O: $3a = 6c + d + e$

Cu: $b = c$

$a = 2 \rightarrow 10$

$b = \frac{4}{5} \rightarrow 4$

$c = \frac{4}{5} \rightarrow 4$

$d = \frac{1}{5} \rightarrow 1$

$e = 1 \rightarrow 5$

$$\left.\begin{array}{l} 2 = 2c + 2d \\ 6 = 6c + d + 1 \end{array}\right\} \left.\begin{array}{l} 1 = c + d \\ 5 = 6c + d \end{array}\right\} 4 = 5c \Rightarrow c = \frac{4}{5}$$

$$d = 1 - c = 1 - \frac{4}{5} = \frac{1}{5}$$

$* \ a\ HNO_3 + b\ Hg + c\ HCl \rightarrow d\ HgCl_2 + e\ NO + f\ H_2O$

H: $a + c = 2f$ ✓

N: $a = e$ ✓

O: $3a = e + f$ ✓

Hg: $b = d$ ✓

Cl: $c = 2d$ ✓

$a = 1 \rightarrow 2$

$b = \frac{3}{2} \rightarrow 3$

$c = 3 \rightarrow 6$

$d = \frac{3}{2} \rightarrow 3$

$e = 1 \rightarrow 2$

$f = 2 \rightarrow 4$

(16) a) $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$

$$\frac{4\ g\ H_2}{32\ g\ O_2} = \frac{10\ g\ H_2}{x} \Rightarrow x = 80\ g\ O_2$$

$80\ g\ O_2 > 40\ g\ O_2 \Rightarrow$ Limitante: O_2

$$N_{H_2O} = 40\ \cancel{g\ O_2} \cdot \frac{1\ \cancel{mol\ O_2}}{32\ \cancel{g\ O_2}} \cdot \frac{2\ \cancel{mol\ H_2O}}{1\ \cancel{mol\ O_2}} \cdot$$

$$\cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ H_2O}{1\ \cancel{mol\ H_2O}} = \boxed{1'51 \cdot 10^{24}\ \text{moléculas}\ H_2O}$$

b) * Masa de H_2 que reacciona:

$$\frac{4\ g\ H_2}{32\ g\ O_2} = \frac{x}{40\ g\ O_2}\ ;\ x = 5\ g\ H_2$$

* Masa de H_2 en exceso:

$$m = 10 - 5 = 5\ g$$

* Átomos de H_2 en exceso:

$$N = 5\ \cancel{g\ H_2} \cdot \frac{1\ \cancel{mol\ H_2}}{2\ \cancel{g\ H_2}} \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{mol\'ec. } H_2}}{1\ \cancel{mol\ H_2}} \cdot \frac{2\ \text{átomos H}}{1\ \cancel{\text{mol\'ec. } H_2}} =$$

(13) $= \boxed{3'01 \cdot 10^{24}\ \text{átomos H}}$

(17) a) * Reacción:

$$Zn + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

* Moles de Zn:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{20}{65'4} = 0'306 \text{ mol Zn}$$

* Moles de HCl:

$$n = c \cdot V = 6\ \frac{\text{mol}}{\ell} \cdot 0'2\ \ell = 1'2 \text{ mol HCl}$$

* Limitante:

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} = \frac{0'306 \text{ mol Zn}}{x} \Rightarrow x = 0'612 \text{ mol HCl}$$

$0'712$ mol HCl $< 1'2$ mol HCl $\Rightarrow$ Limitante: Zn

* Moles de HCl en exceso:

$$n = 1'2 - 0'612 = 0'588 \text{ mol HCl}$$

* Masa de HCl en exceso:

$$m = 0'588 \cdot 36'5 = \boxed{21'5 \text{ g HCl}}$$

b)

$$n_{H_2} = 0'306 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0'306 \text{ mol } H_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'306 \cdot 0'082 \cdot 300}{1} = \boxed{7'53 \text{ l } H_2}$$

(18) a)

$$c_M = \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1'18 \text{ g disol.}}{1 \text{ ml disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'5 \text{ g HCl}} \cdot$$

$$\cdot \frac{1000 \text{ ml disol.}}{1 \text{ l disol.}} = \boxed{12 \text{ M}}$$

b) * Reacción: $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

* Masa de Zn:

$$m = 12 \frac{\text{mol HCl}}{\text{l}} \cdot 0'126 \text{ l} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot$$

$$\cdot \frac{65'4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 49'4 \text{ g Zn}$$

* Riqueza de la muestra:

$$m = \frac{m_{Zn} \cdot 100}{m_T} = \frac{49'4 \cdot 100}{50} = \boxed{98'8 \%}$$

(19) a)

$$c_M = \frac{200\ g\ \cancel{NaOH}}{1200\ g\ \cancel{disol.}} \cdot \frac{1\ mol\ NaOH}{40\ g\ \cancel{NaOH}} \cdot \frac{1'2\ g\ \cancel{disol.}}{1\ \cancel{ml\ disol.}} \cdot \frac{1000\ \cancel{ml\ disol.}}{1\ l\ disol.} = \boxed{5\ M}$$

$$Riqueza = \frac{m_s \cdot 100}{m_T} = \frac{200 \cdot 100}{1200} = \boxed{16'7\ \%}$$

b) * En una neutralización: $v_a \cdot c_a \cdot V_a = v_b \cdot c_b \cdot V_b$

$$V_a = \frac{v_b \cdot c_b \cdot V_b}{v_a \cdot c_a} = \frac{1 \cdot 5 \cdot 20}{2 \cdot 2} = \boxed{25\ ml}$$

(20) a) $M_{CaCO_3} = 100$

$$V = 10\ g\ \cancel{CaCO_3} \cdot \frac{1\ \cancel{mol\ CaCO_3}}{\cancel{100\ g\ CaCO_3}} \cdot \frac{1\ \cancel{mol\ H_2SO_4}}{1\ \cancel{mol\ CaCO_3}} \cdot \frac{98\ \cancel{g\ H_2SO_4}}{1\ \cancel{mol\ H_2SO_4}} \cdot \frac{\cancel{100\ g\ disol.}}{96\ \cancel{g\ H_2SO_4}} \cdot \frac{1\ ml\ disol.}{1'84\ \cancel{g\ disol.}} =$$

$$= \boxed{5'55\ ml\ disolución}$$

b)

$$m = 20\ \cancel{l\ CO_2} \cdot \frac{1\ \cancel{mol\ CO_2}}{22'4\ \cancel{l\ CO_2}} \cdot \frac{1\ \cancel{mol\ CaCO_3}}{1\ \cancel{mol\ CO_2}} \cdot$$

$$\cdot \frac{100\ \cancel{g\ CaCO_3}}{1\ \cancel{mol\ CaCO_3}} \cdot \frac{100\ g\ producto}{80\ \cancel{g\ CaCO_3}} = \boxed{112\ g\ producto}$$

(21) * Reacción: $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

* En las volumetrías: $v_a \cdot c_a \cdot V_a = v_b \cdot c_b \cdot V_b$

* Concentración del ácido:

$$c_a = \frac{37\ \cancel{g\ HCl}}{100\ \cancel{g\ disolución}} \cdot \frac{1\ mol\ HCl}{36'5\ \cancel{g\ HCl}} \cdot \frac{1'19\ \cancel{g\ disol.}}{1\ \cancel{ml\ disol.}} \cdot$$

$$\cdot \frac{1000\ \cancel{ml\ disol.}}{1\ l\ disol.} = 12'1\ M$$

* Volumen de ácido necesario:

$$V_a = \frac{v_b \cdot c_b \cdot V_b}{c_a \cdot v_a} = \frac{1 \cdot 0'12 \cdot 600}{12'1 \cdot 1} = \boxed{5'95\ ml}$$

(22) a) * Reacción: $2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$

$M_{KClO_3} = 122'5$

* Moles de O_2:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \cdot 5}{0'082 \cdot 293} = 0'416 \text{ mol } O_2$$

* Masa de $KClO_3$:

$$m = 0'416 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } KClO_3}{3 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{122'5 \text{ g } KClO_3}{1 \text{ mol } KClO_3} =$$

$$= \boxed{34 \text{ g } KClO_3}$$

b) $M_{KCl} = 74'5$

$$m_{KCl} = 60 \text{ g producto} \cdot \frac{83 \text{ g } KClO_3}{100 \text{ g producto}} \cdot \frac{1 \text{ mol } KClO_3}{122'5 \text{ g } KClO_3} \cdot \frac{2 \text{ mol } KCl}{2 \text{ mol } KClO_3} \cdot \frac{74'5 \text{ g } KCl}{1 \text{ mol } KCl} =$$

$$= \boxed{30'3 \text{ g } KCl}$$

(23) $M_{CaCO_3} = 100$ $M_{Cl_2} = 71$

a) * Moles de Cl_2O obtenidos:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1'16 \cdot 20}{0'082 \cdot 283} = 1 \text{ mol } Cl_2O$$

* Moles de $CaCO_3$:

$$n = 230 \text{ g producto} \cdot \frac{87 \text{ g } CaCO_3}{100 \text{ g producto}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100 \text{ g } CaCO_3} =$$

$$= 2 \text{ mol } CaCO_3$$

* Moles de Cl_2:

$$n = 178 \text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71 \text{ g } Cl_2} = 2'51 \text{ mol } Cl_2$$

* Reactivo limitante:

$$\frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{2 \text{ mol } Cl_2} = \frac{2 \text{ mol } CaCO_3}{x} \Rightarrow x = 4 \text{ mol } Cl_2$$

$2'51 \text{ mol } Cl_2 < 4 \text{ mol } Cl_2 \Rightarrow$ Limitante: Cl_2

* Moles teóricos de Cl_2O:

$$n = 2'51 \text{ mol } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2O}{2 \text{ mol } Cl_2} = 1'25 \text{ mol } Cl_2O$$

* Rendimiento de la reacción:

$$\text{Rendimiento} = \frac{m_{real} \cdot 100}{n_{teórico}} =$$

$$= \frac{1 \cdot 100}{1'25} = \boxed{80\ \%}$$

b) * Moles de $CaCl_2$ obtenidos:

$$n = 2'51 \text{ mol } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CaCl_2}{2 \text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{80}{100} = 1 \text{ mol } CaCl_2$$

* Molaridad de la disolución:

$$c_M = \frac{n_s}{V_D} = \frac{1 \text{ mol}}{0'8 \text{ l}} = \boxed{1'25 \text{ M}}$$

(24) a) $Ca(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$

b) * En las volumetrías: $V_a \cdot c_a \cdot V_a = V_b \cdot c_b \cdot V_b$

$$V_b = \frac{V_a \cdot c_a \cdot V_a}{V_b \cdot c_b} = \frac{1 \cdot 0'1 \cdot 50}{2 \cdot 0'2} = \boxed{12'5 \text{ ml}}$$

c) * Moles iniciales de $Ca(OH)_2$:

$$n = c \cdot V = 0'5 \frac{\text{mol}}{\cancel{l}} \cdot 0'020 \cancel{l} = 0'010 \text{ mol } Ca(OH)_2$$

* Moles iniciales de HCl:

$$n = c \cdot V = 0'4 \frac{\text{mol}}{\cancel{l}} \cdot 0'030 \cancel{l} = 0'012 \text{ mol } HCl$$

* Limitante:

$$\frac{1 \text{ mol } Ca(OH)_2}{2 \text{ mol } HCl} = \frac{0'010 \text{ mol } Ca(OH)_2}{x} \Rightarrow$$

$\Rightarrow x = 0'020$ mol HCl $> 0'012$ mol HCl $\Rightarrow$

$\Rightarrow$ Limitante: HCl

* Moles finales de cada sustancia:

$Ca(OH)_2$: $0'010 - \frac{0'012}{2} = \boxed{4 \cdot 10^{-3}\ mol}$

HCl: $\boxed{0\ mol}$

$CaCl_2$: $\frac{0'012}{2} = \boxed{6 \cdot 10^{-3}\ mol}$

H_2O: $\boxed{0'012\ mol}$

(25) a) $M_{PbS} = 239$

* Masa de PbS:

$$m = 410\ \cancel{cm^3\ H_2S} \cdot \frac{1\ \cancel{l\ H_2S}}{1000\ \cancel{cm^3\ H_2S}} \cdot \frac{1\ \cancel{mol\ H_2S}}{22'4\ \cancel{l\ H_2S}} \cdot$$

$$\cdot \frac{1\ \cancel{mol\ PbS}}{1\ \cancel{mol\ H_2S}} \cdot \frac{239\ g\ PbS}{1\ \cancel{mol\ PbS}} = 4'37\ g\ PbS$$

* Riqueza de la galena:

$$Riqueza = \frac{m_{PbS} \cdot 100}{m_T} = \frac{4'37 \cdot 100}{5} = \boxed{87'4\ \%}$$

b)

$$V = 410\ \cancel{cm^3\ H_2S} \cdot \frac{1\ \cancel{l\ H_2S}}{1000\ \cancel{cm^3\ H_2S}} \cdot \frac{1\ \cancel{mol\ H_2S}}{22'4\ \cancel{l\ H_2S}} \cdot$$

$$\cdot \frac{1\ \cancel{mol\ H_2SO_4}}{1\ \cancel{mol\ H_2S}} \cdot \frac{1\ \cancel{l\ disol.}}{0'5\ \cancel{mol\ H_2SO_4}} \cdot \frac{1000\ ml\ disol.}{1\ \cancel{l\ disol.}} =$$

$$= \boxed{36'6\ ml\ acido}$$

(26) a) $M_{ZnSO_4} = 161'4$

* Moles de Zn:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10}{65'4} = 0'153\ mol\ Zn$$

* Moles de H_2SO_4:

$$n = c \cdot V = 2\ \frac{mol}{\cancel{l}} \cdot 0'1\ \cancel{l} = 0'2\ mol\ H_2SO_4$$

* Limitante:

$$\frac{1\ mol\ Zn}{1\ mol\ H_2SO_4} = \frac{0'153\ mol\ Zn}{x} \Rightarrow x = 0'153\ mol\ H_2SO_4$$

Limitante: Zn

* Masa de $ZnSO_4$:

$$m = 0'153 \text{ mol } Zn \cdot \frac{1 \text{ mol } ZnSO_4}{1 \text{ mol } Zn} \cdot \frac{161'4 \text{ g } ZnSO_4}{1 \text{ mol } ZnSO_4} =$$

$$= \boxed{24'7 \text{ g } ZnSO_4}$$

b) * Moles de H_2:

$$n_{H_2} = 20 \text{ g } Zn \cdot \frac{1 \text{ mol } Zn}{65'4 \text{ g } Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } Zn} =$$

$$= 0'306 \text{ mol } H_2$$

* Volumen de H_2:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0'306 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = \boxed{7'48 \text{ l } H_2}$$

Problemas tipo de átomo, tabla y enlace

(1) a) Los números cuánticos pueden adquirir estos valores:

$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$

$\ell = 0, \ldots, n-1$

$m = -\ell, \ldots, 0, \ldots, +\ell$

$s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$

(n, ℓ, m, s)

$(2, 1, 2, \frac{1}{2})$: incorrecto. m no puede ser mayor que ℓ.

$(3, 1, -1, \frac{1}{2})$: correcto. Cumple las reglas de los números cuánticos.

$(2, 2, 1, -\frac{1}{2})$: incorrecto. ℓ no puede ser igual a n.

$(3, 2, -2, \frac{1}{2})$: correcto. Cumple las reglas de los números cuánticos.

b) El tipo de orbital viene dado por el valor de ℓ:

$\ell = 0, 1, 2, 3$

s p d f

$(3, 1, -1, \frac{1}{2}) \rightarrow$ **3p**

$(3, 2, -2, \frac{1}{2}) \rightarrow$ **3d**

c) El orden creciente de energía es el orden creciente de $n+l$:

$$\underset{n+l=4}{\left(3,1,-1,\frac{1}{2}\right)} < \underset{n+l=5}{\left(3,2,-2,\frac{1}{2}\right)}$$

(2) a) Situémoslos en la tabla:

$n=1$ H He

$n=2$ Li Be B C N O F Ne

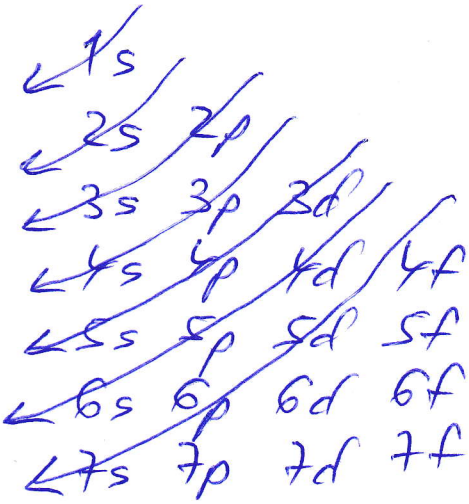
(S)

$n=3$

$n=4$ Sc Ti V Cr Mn (Fe) Co Ni Cu Zn

S : $Z=16$ Fe : $Z=26$

Diagrama de Möller:



$S = (18\ e^-)$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Fe $(26\ e^-)$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$

Fe^{++}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$

Los e^- 4s salen antes que los 3d.

b) Catión: K^+ Anión: F^-

c) La energía de ionización es la energía necesaria para arrancarle un electrón a un átomo gaseoso. A mayor energía de ionización, mayor dificultad para arrancar al e^-.

$$Mg(g) + EI_1 \rightarrow Mg^+(g)$$

$$Mg^+(g) + EI_2 \rightarrow Mg^{++}(g)$$

EI_2 es más grande que EI_1 ya que la carga nuclear es la misma pero hay un electrón menos, por lo que los electrones están ahora más atraídos por el núcleo.

(3) a) La energía de ionización es la energía necesaria para arrancarle un electrón a un átomo gaseoso. A mayor energía de ionización, mayor dificultad para arrancar al e^-.

$$1s^2\,2s^2\,2p^6 \rightarrow EI = 2080\ \frac{kJ}{mol}$$

$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1 \rightarrow EI = 496\ \frac{kJ}{mol}$$

Arrancar un electrón de una configuración de gas noble es complicado, por ser una configuración muy estable.

Arrancarlo de un alcalino es fácil por el elevado volumen atómico.

b) Los procesos correspondientes son:

$$H(g) + EI \rightarrow H^+(g)$$

$$He^+(g) + EI \rightarrow He^{++}(g)$$

Será mayor. Los átomos H y He^+ tienen un solo e^-, pero el He^+ tiene dos protones, por lo que ese electrón está más atraído por el núcleo que en el H, por lo que será más difícil arrancarle un e^-.

(4) a) Máximo nº de e^-: $2 \cdot n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8$

Como $s = +\frac{1}{2} \Rightarrow$ Máximo nº $e^- = \frac{8}{2} = \boxed{4}$

Resto de e^-: $8 - 4 = \boxed{4}$

Orbitales posibles:

$(2, 1, -1, \frac{1}{2})$	$2p_x$
$(2, 1, 0, \frac{1}{2})$	$2p_y$
$(2, 1, 1, \frac{1}{2})$	$2p_z$
$(2, 0, 0, \frac{1}{2})$	$2s$

$l = 0, 1, 2, 3$
s p d f

b)

$n=3,\ \ell=2$ $\begin{cases} m=-2 & s=\pm\frac{1}{2} \\ m=-1 & '' \\ m=0 & '' \\ m=+1 & '' \\ m=+2 & '' \end{cases}$

Máximo número de electrones posibles: $\boxed{10}$

Restantes: $2\cdot n^2-10=2\cdot 3^2-10=18-10=\boxed{8}$

Orbitales posibles: $\boxed{3d}$

c) $n=4,\ \ell=3,\ m=-2$ $\begin{cases} s=+\frac{1}{2} \\ s=-\frac{1}{2} \end{cases}$

Máximo número de electrones posibles: $\boxed{2}$

Restantes: $2\cdot n^2-2=2\cdot 4^2-2=32-2=\boxed{30}$

Orbitales posibles: $\boxed{4f}$

(5) Las dos posibles combinaciones son:

$\left.\begin{matrix} A: s^2p^3 \\ Q: s^2p^5 \end{matrix}\right\}$ o bien $\begin{cases} A: s^2d^3 \\ Q: s^2d^5 \end{cases}$

a) La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. A mayor energía, mayor dificultad.

Falso. A tiene menor energía de ionización que Q porque es más grande y los electrones de valencia están menos atraídos por el núcleo.

b) Falso. La afinidad electrónica es la energía absorbida o desprendida cuando un átomo gaseoso capta un electrón. A mayor afinidad electrónica, mayor facilidad de captar el e^-. Q tiene mayor afinidad electrónica al ser más pequeño y situarse el nuevo electrón más cerca del núcleo.

c) Verdadero. A tiene menos e^- y menor Z. Al tener menor carga nuclear, los e^- de valencia están menos atraídos y el radio atómico será mayor.

(6) a) Diagrama de Möeller:

1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4p 4d 4f
5s 5p 5d 5f
6s 6p 6d 6f
7s 7p 7d 7f

A ($Z=18$): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$ → Ar

B ($Z=33$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ → As

C ($Z=35$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ → Br

b) El As. El carácter metálico viene dado sobre todo por la tendencia a perder e^-, es decir, por tener menor energía de ionización. El Ar tiene alta EI por ser gas noble. Es más fácil arrancar un e^- $4p^3$ que uno $4p^5$ porque el radio atómico es mayor.

c)

Ar: ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ → 0

As: ↑↓ ↑ ↑ ↑ → 3

Br: ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ → 1

d) * Para el As:

$n=4,\ \ell=1,\ m=-1,0,+1$

* Para el Br:

$n=4,\ \ell=1,\ m=+1$

e) El C. La electronegatividad es la tendencia a atraer electrones de enlace. C tiene mayor electronegatividad al ser más pequeño y estar la carga nuclear positiva más cerca de los e^- de enlace.

f) El B, el As. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un e^- a un átomo gaseoso. A mayor energía, mayor dificultad. Al átomo A es difícil arrancarle e^- porque es un gas noble. Es más fácil arrancar un e^- $4p^3$ que uno $4p^5$ porque el átomo B tiene mayor volumen atómico y el e^- externo está más lejos del núcleo.

g) El B, el As. Tiene menor carga nuclear y los e^- están menos atraídos por el núcleo.

h) El C, el Br. La afinidad electrónica es la energía que se absorbe o se desprende cuando un átomo gaseoso capta un e^-. A mayor afinidad electrónica, mayor facilidad de captar un e^-.

El Br tiene mayor afinidad electrónica porque tiene menor tamaño y porque, al adquirir un electrón más, adquiere la configuración de gas noble, que es muy estable.

i) A → no forma iones más estables que A.

$B \rightarrow B^{3-}$: configuración de gas noble.

$C \rightarrow C^-$: " " " " .

B^{3-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

$[C^-] = [B^{3-}]$

j) El B^{3-}, C^- y B^{3-} son especies isoelectrónicas. El de menor carga nuclear será el de mayor tamaño, o sea, el B^{3-}.

(7) a) $A^- > A > A^+$

Las tres especies tienen la misma carga nuclear pero distinto número de electrones. Cuantos menos electrones, menor tamaño. De ahí el orden anterior.

b) Son aquellas que tienen el mismo número de electrones y, por tanto, igual configuración electrónica en su estado fundamental.

Son especies isoelectrónicas:

H

Li Be
Na (Mg)
(K)

B C (N) O F
(Al) (Cl)

He
Ne
Ar

N^{3-}, Mg^{++} y Al^{3+} | Cl^- y K^+

c) La de menor Z. Porque a menor carga nuclear, el mismo número de electrones están menos atraídos por el núcleo.

(8) a) Que se están ocupando los orbitales d.

b) Diagrama de Möeller:

1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4p 4d 4f
5s 5p 5d 5f
6s 6p 6d 6f
7s 7p 7d 7f

Fe: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$

Fe^{++}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$

Los e^- 4s salen antes que los 3d.

El orden de llenado de orbitales no es igual que el orden de salida de los e^-. Los e^- $4s^2$ salen antes que los 3d.

c) $l = 0, 1, 2, 3$
s p d f

Orbital f significa $l=3$. Para $l=3$, m puede valer: $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$. Es decir, hay siete valores posibles, siete orbitales.

(9) a) La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. A mayor energía, mayor dificultad.

$EI_{Li} > EI_{Na} > EI_K$ porque $r_{Li} < r_{Na} < r_K$.

Al aumentar el radio en un grupo, disminuye la EI, es más fácil arrancar un e^-.

b) Porque es más difícil arrancar un segundo electrón que el primero.

Esto se debe a que la carga nuclear es la misma y el número de e^- distinto. Si hay menos electrones, están más atraídos por el núcleo.

c) Porque el Li sólo tiene 3 e^- y no se le puede arrancar un 4º.

(10) a) $Z = 24$. Sumamos todos los e^- de la configuración electrónica y le añadimos los dos e^- que hemos quitado en el M^{++}.

b) $[Ar]\,3d^3$

c) $l = 0, 1, 2, 3$
s p d f

$$n = 3,\ l = 2,\ m = -2, -1, 0, +1, +2,\ s = \pm 1/2$$

(11) Escribamos sus configuraciones electrónicas:

A ($Z = 9$): $1s^2 2s^2 2p^5$

B ($Z = 16$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

C ($Z = 17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

D ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

E ($Z = 20$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

a) El A. Por ser el más pequeño. La electronegatividad es la tendencia a atraer e^- de enlace.

b) El D. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. A mayor energía, mayor dificultad. El átomo D tiene menor energía de ionización porque tiene mayor tamaño y porque, al perder el e^-, adquiere la configuración de gas noble.

c) El B. Porque al adquirir dos e^- más, adquiere la configuración de gas noble ($3p^6$) que es muy estable.

(12) a) $Z = 17$, $A = 36$

Nº protones = Z = **17**

Nº electrones = nº protones + 1 = 17 + 1 = **18**

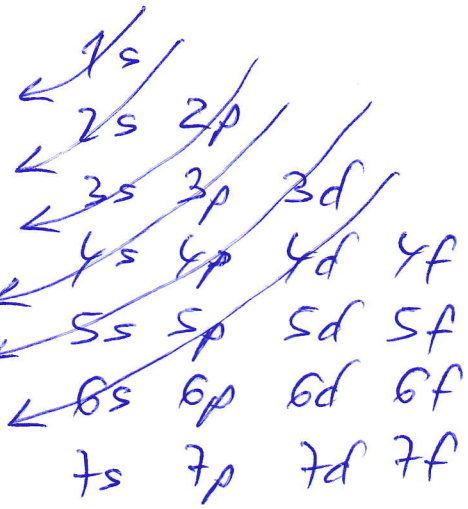
Nº neutrones = $A - Z = 36 - 17$ = **9**

b) Cl^-: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

c) $3p^6 \rightarrow n=3, l=1, m=-1, s=+\frac{1}{2}$

$l = 0, 1, 2, 3$
s p d f

(13) a) Diagrama de Möeller:



$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Grupo: 2, alcalinotérreos
Período: 4

Otro elemento: berilio

b) La valencia 2. Los alcalinotérreos tienen tendencia a perder electrones porque son muy voluminosos. Si pierden dos electrones, adquieren la configuración de gas noble, que es muy estable. (14)

c) $\ell = 0, 1, 2, 3$
s p d f

$$n = 4,\ \ell = 0,\ m = 0,\ s = \pm \frac{1}{2}$$

(14) Configuraciones electrónicas:

A ($Z = 2$): $1s^2$

B ($Z = 9$): $1s^2 2s^2 2p^5$

C ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

D ($Z = 12$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

E ($Z = 13$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

a) El A, el He. Porque los gases nobles acaban en $1s^2$ o en np^6.

b) El C, el Na. Porque su configuración externa es s^1.

c) El B, el F. Porque es el más pequeño y atrae con más fuerza a los electrones de enlace, pues la carga nuclear está más cerca.

d) A no tiene tendencia a formar compuestos, pues es un gas noble. C y D no tienen tendencia a formar compuestos, pues ambos son metales.

(15) a) La B. Según el principio de exclusión de Pauli, no puede haber en un mismo átomo dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Como en el orbital s sólo puede haber 2 e^-, un tercer electrón tendría todos los números cuánticos iguales a uno de los dos ya existentes.

b) La D. Según el principio de máxima multiplicidad, los electrones tienden a estar lo más desapareados posible dentro del mismo tipo de orbital. Según esto, la configuración correcta es:

D: $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$

c) La A y la C. Sus diagramas de orbitales serían:

A: 1s ⇅ 3s ↑

C: 3s ⇅ 3p ⇅ ⇅ ↑

(16) a) El número cuántico secundario, l, puede valer de 0 a $n-1$. En este caso, sería:

$l = 0, 1, 2$ y 3.

b) Los tipos de orbitales correspondientes son:

$l = 0, 1, 2, 3$

s p d f

c) La energía de un orbital viene dada por la suma $n+l$. Luego:

Energía $4f >$ Energía $5s$

$n+l = 4+3 = 7$ $\quad$ $n+l = 5+0 = 5$

Otros ejemplos: $4f > 5s, 5p$

$4d > 5s$

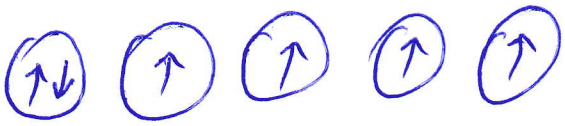
(17) a) Falso. El número máximo de e^- para un valor dado de n es $2 \cdot n^2$. Para $n=3$:

nº máximo $e^- = 2 \cdot n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18$.

b) Falso. En los orbitales p pueden haber hasta 6 e^-. Orbital p significa $l = 1 \Rightarrow$

$\Rightarrow m = -1, 0, +1 \Rightarrow$ tres orbitales $\Rightarrow$ 6 e^-.

c) Falso . Como hay cinco orbitales d; el diagrama de orbitales sería:



Habrá cuatro electrones desapareados.

d) Falso. Tiene menor tamaño porque tiene menos niveles electrónicos y menos apantallamiento de los electrones internos.

e) Verdadero. La electronegatividad es la tendencia a atraer e^- de enlace. El O es más electronegativo porque es más pequeño y los e^- de enlace están más cerca de la carga positiva nuclear.

f) Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un e^- a un átomo gaseoso. A mayor energía, mayor dificultad. Es más fácil arrancarle e^- al Mg porque es un metal y, de esta forma, tiende a la configuración de gas noble.

g) Falso. Eso es aproximado pero no exacto. Están ordenados según el número atómico creciente y de tal forma que en el mismo grupo haya elementos de propiedades parecidas.

h) Falso. La electronegatividad es la tendencia a atraer e^- de enlace. El B es más electronegativo por ser más pequeño y estar el núcleo atómico más cerca de los e^- de enlace.

i) Verdadero. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancarle un e^- a un átomo gaseoso. A mayor energía, mayor dificultad. El Si tiene mayor energía porque es más pequeño y los e^- externos están más atraídos por el núcleo.

j) Verdadero. Ambos están en el mismo periodo y los electrones de valencia están más atraídos por el átomo de mayor Z, es decir, el F.

k) Verdadero. La afinidad electrónica es la energía que se absorbe o se desprende cuando un átomo gaseoso capta un e^-. A mayor afinidad, mayor facilidad en captarlo. El O tiene mayor afinidad porque es un no metal y tiende a aceptar e^- para adquirir la configuración de gas noble.

l) Verdadero. La afinidad electrónica es la energía que se absorbe o se desprende cuando un átomo gaseoso capta un e^-. A mayor afinidad, mayor facilidad en captarlo. El As tiene mayor afinidad porque es más pequeño y el nuevo e^- está más cerca del núcleo.

m) Falso. Para $n=2 \Rightarrow \ell = 0, 1$
$\quad\quad\quad

n) Falso. El número cuántico principal, n, viene dado por el número que aparece en el orbital $\Rightarrow n = 3$.

ñ) Correcto.

Para $n = 4$ y $m = -2$, hay estas combinaciones:

$\left(4, 2, -2, \frac{1}{2}\right)$, $\left(4, 2, -2, -\frac{1}{2}\right)$,

$\left(4, 3, -2, \frac{1}{2}\right)$, $\left(4, 3, -2, -\frac{1}{2}\right)$

o) Falso. El número máximo de e^- para un valor de n es: $2 \cdot n^2$. Para $n = 3$:

nº máximo $e^- = 2 \cdot n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18$.

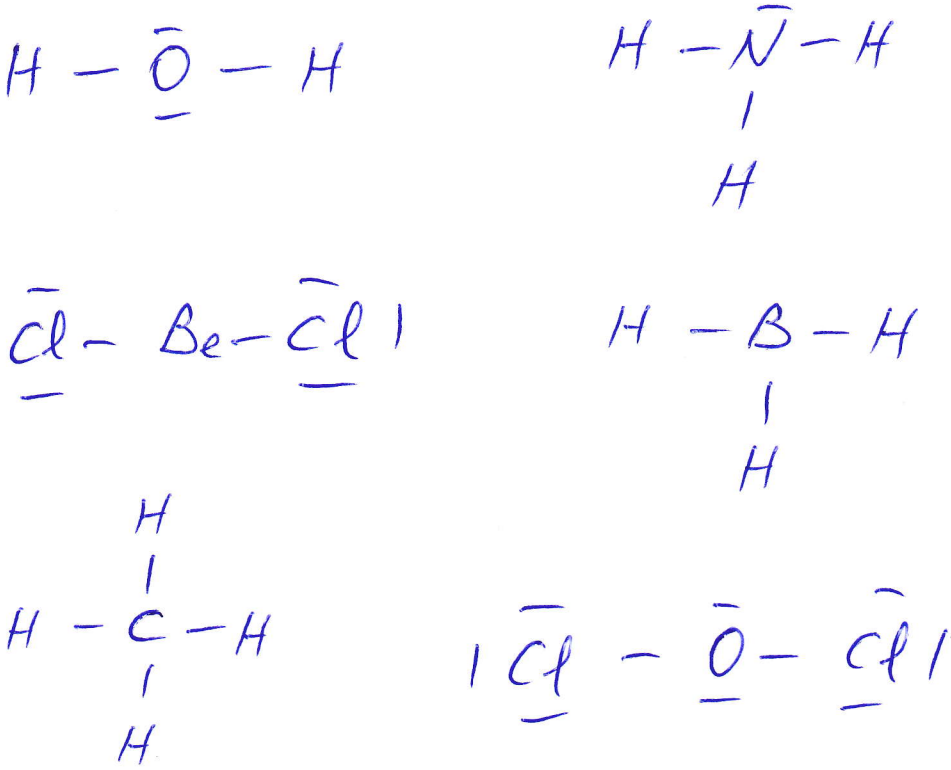
p) Falso. El diagrama de orbitales es:



. Habrá 3 e^- desapareados.

q) Correcto. En cada orbital s hay dos electrones como máximo.

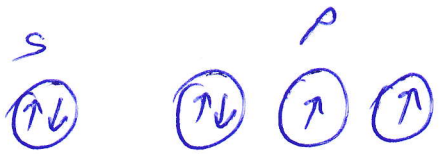
(18) a)



b)

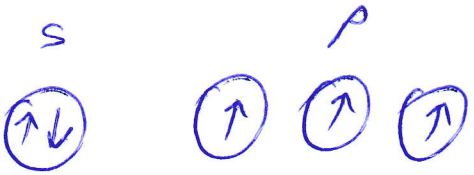
Molécula	Tipo	Pares de enlace	Pares libres	Geometría
H_2O	AB_2E_2	2	2	Angular
NH_3	AB_3E	3	1	pirámide trigonal
$BeCl_2$	AB_2	2	0	Lineal
BH_3	AB_3	3	0	Trigonal plana
CH_4	AB_4	4	0	Tetraédrica
OCl_2	AB_2E_2	2	2	Angular
NH_4^+	AB_4	4	0	Tetraédrica

* H_2O

$O: s^2 p^4 \rightarrow$ 

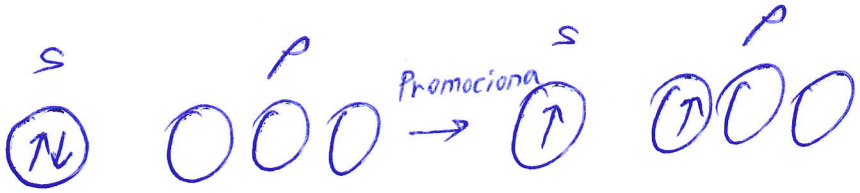
1 O.A. s + 3 O.A. p = 4 O.H. sp^3 $\boxed{sp^3}$

* NH_3

$N: s^2 p^3 \rightarrow$ 

1 O.A. s + 3 O.A. p = 4 O.H. sp^3 $\boxed{sp^3}$

* $BeCl_2$

$Be: s^2$ 

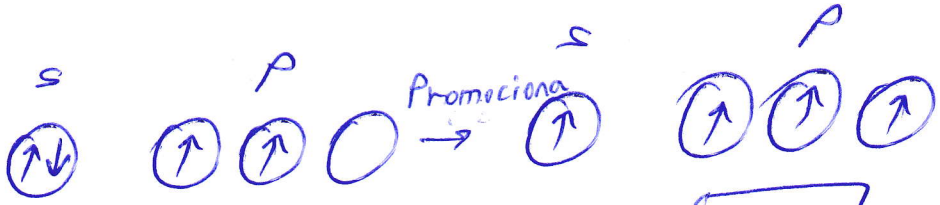
1 O.A. s + 1 O.A. p = 2 O.H. sp $\boxed{sp}$

* BH_3

$B: s^2 p^1$ 

1 O.A. s + 2 O.A. p = 3 O.H. sp^2 $\boxed{sp^2}$

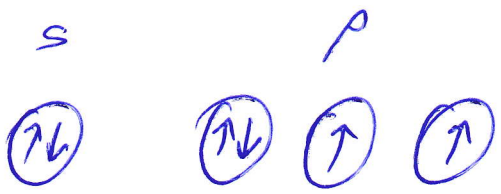
* CH_4

$C: s^2 p^2$ 

1 O.A. s + 3 O.A. p = 4 O.H. sp^3 $\boxed{sp^3}$

* OCl_2:

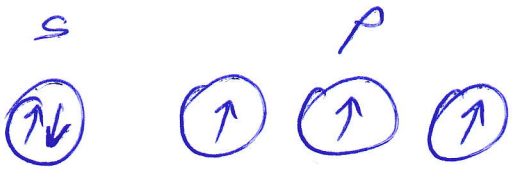
$O: s^2 p^4$



1 O.A. s + 3 O.A. p = 4 O.H. sp^3 $\boxed{sp^3}$

* NH_4^+

$N: s^2 p^3$



1 O.A. s + 3 O.A. p = 4 O.H. sp^3 $\boxed{sp^3}$

d) Si hay una importante diferencia de electronegatividades y si no se anulan los momentos dipolares parciales por la geometría molecular, la molécula será polar:

Polares	Apolares
H_2O	$BeCl_2$
NH_3	BH_3
OCl_2	CH_4
	NH_4^+

(19) a) La energía reticular, U, es proporcional a: $\frac{Q_{catión} \cdot Q_{anión}}{r^2}$

U es inversamente proporcional a r.

$r_{Li} < r_{Na} < r_K \Rightarrow r_{LiF} < r_{NaF} < r_{KF} \Rightarrow$

$\Rightarrow \boxed{U_{LiF} > U_{NaF} > U_{KF}}$

b) Para fundir una sal, hay que calentar hasta romper la red cristalina. A mayor energía reticular, mayor dificultad en romper la red cristalina y mayor temperatura de fusión:

$$\boxed{TF_{LiF} > TF_{NaF} > TF_{KF}}$$

(20) Los tipos de sustancias son:

Cu: metálica.

CaO: iónica.

I_2: molecular.

a) El CaO. En estado sólido es aislante porque los iones están en posiciones fijas en la red cristalina. En estado líquido conduce porque los iones tienen libertad de movimiento.

b) El I_2. Sublimar es pasar directamente de sólido a vapor. Para ello, las fuerzas intermoleculares tienen que ser débiles. En el I_2 lo son porque se trata de fuerzas de van der Waals.

c) El Cu. Estas propiedades se llaman ductilidad y maleabilidad. El cobre las tiene porque el enlace metálico le permite una cierta flexibilidad en su estructura.

(21) a) La energía reticular, U, es proporcional a: $\frac{Q_{catión} \cdot Q_{anión}}{r^2}$

Como $r_{Na} < r_K < r_{Cs} \Rightarrow r_{NaBr} < r_{KBr} < r_{CsBr} \Rightarrow$

$$\Rightarrow \boxed{U_{NaBr} > U_{KBr} > U_{CsBr}}$$

Por ser U y r inversamente proporcionales.

b) Cuando una sustancia iónica se disuelve, la red cristalina se rompe y los iones se solvatan. Será menos soluble el compuesto con mayor fortaleza en su red cristalina, es decir, el de mayor U: $\boxed{NaBr}$

(22) a) Enlace iónico. El NaCl es una sustancia iónica. Por toda la red cristalina hay enlaces iónicos.

b) Puentes de hidrógeno. El agua es una sustancia molecular con puentes de hidrógeno. Cuando se vaporiza, se rompen las fuerzas intermoleculares: puentes de H.

c) Fuerzas de van der Waals. El n-hexano es una sustancia molecular apolar. Cuando se vaporiza, se rompen sus fuerzas intermoleculares: las fuerzas de van der Waals.

(23) Estructuras de Lewis:

$H-H$ $\quad$ $:N\equiv N:$ $\quad$ $\ddot{O}=\ddot{O}$

1 enlace σ $\quad$ 1 enlace σ, 2 enlaces π $\quad$ 1 enlace σ, 1 enlace π

El enlace σ está formado por solapamiento frontal y el enlace π por solapamiento lateral. Un enlace doble tiene un enlace π por solapamiento lateral de dos orbitales p. Un enlace triple tiene dos enlaces π por solapamiento lateral de dos pares de orbitales p.

(24) Estructuras de estas moléculas:

$:\ddot{F}-\ddot{F}:$ $\quad$ $\ddot{S}=C=\ddot{S}$ $\quad$ $HC\equiv CH$

$H-\ddot{O}-H$ $\quad$ $H-\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle |}{\ddot{N}}}-H$

a) F_2, H_2O, NH_3.

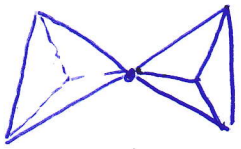
b) CS_2.

c) C_2H_2.

(25) a)

$CH_3 - CH_3$

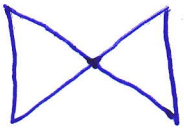
Etano



Dos tetraedros

$CH_2 = CH_2$

Eteno



Dos triángulos

$HC \equiv CH$

Etino

Lineal

b) $C: s^2 p^2$



1 O.A. s + 1 O.A. p = 2 O.H. sp → Etino

1 O.A. s + 2 O.A. p = 3 O.H. sp^2 → Eteno

1 O.A. s + 3 O.A. p = 4 O.H sp^3 → Etano

(26) a) Fe: enlace metálico.

HBr: puente de hidrógeno porque tiene H y un átomo muy electronegativo. El H y el Br tienen enlace covalente dentro de la molécula.

NaBr: sustancia iónica, enlace iónico. Al unir un metal muy electropositivo con un no metal muy electronegativo, hay una transferencia de e^- del metal al no metal.

Br_2: fuerzas de van der Waals. Es una sustancia molecular apolar. Los átomos de Br están unidos por enlace covalente.

b) El Fe. El NaBr también tiene un punto de fusión alto, pero no tanto como el hierro. Cuando una sustancia se funde, se rompen muchos enlaces entre átomos. El enlace que une los átomos de Fe es un enlace metálico fuerte.

c) El Fe y el Br_2. El Br_2 no es soluble en agua (polar) porque el Br_2 es apolar. Los metales no se disuelven en agua pero sí en ácidos.

(27) a) Puentes de hidrógeno. Cuando se funde una sustancia molecular, se romper fuerzas intermoleculares. El agua tiene puentes de H por tener H y un átomo muy electronegativo.

b) Enlace iónico. El NaCl es una sustancia iónica por tener un átomo muy electropositivo y otro muy electronegativo. Cuando se disuelve una sustancia iónica, se romper los enlaces iónicos de la red cristalina.

c) Fuerzas de van der Waals. Cuando el I_2 sublima, se romper sus fuerzas intermoleculares. El I_2 es una sustancia molecular apolar.

d) Enlace covalente. El diamante es la típica sustancia covalente. Cuando se haya, se romper enlaces superficiales. En toda la red cristalina hay enlaces covalentes.

e) Enlace metálico. Los átomos de cobre están unidos por enlace metálico, formado por solapamiento de muchos orbitales y formado también por un gas electrónico que gira por toda la red cristalina.

(28) a) Falso. El $Cu(NO_3)_2$ es iónico y sus disoluciones conducen la electricidad porque la red cristalina se ha roto y los iones están libres.

b) Verdadero. El NaCl es soluble porque es iónica y sus iones se solvatan. El SiH_4 es insoluble porque la geometría de la molécula hace que se anulen los momentos dipolares parciales y la molécula es apolar.

c) Falso. El punto de fusión depende de la intensidad de las fuerzas intermoleculares, que en el caso del etano son fuerzas de Van der Waals, que son débiles.

d) Verdadero. El enlace B→F es polar pero la molécula BF_3 es apolar porque, al ser trigonal plana, se anulan los momentos dipolares parciales.

e) Falso. A mayor energía reticular, mayor punto de fusión. La energía reticular es proporcional a: $\frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$. Las cargas son iguales en NaCl y CsCl. Como el Cs es mayor, $r_{CsCl} > r_{NaCl} \Rightarrow U_{CsCl} < U_{NaCl} \Rightarrow PF_{CsCl} < PF_{NaCl}$.

f) Verdadero. El NaCl sólido no conduce la electricidad porque sus electrones están localizados en la red cristalina. El cobre sí conduce porque sus electrones están deslocalizados en la red cristalina formando el gas electrónico.

g) Verdadero. Las moléculas covalentes son aquellas cuya fuerza intramolecular es el enlace covalente. La molécula es polar si hay cierta diferencia de electronegatividades entre los átomos de la molécula.

h) Verdadero. Cuando están fundidos o disueltos, los compuestos iónicos tienen iones libres, que se pueden mover con libertad y conducir la corriente eléctrica.

i) Correcto. El punto de ebullición del H_2O es mayor que los de H_2S, H_2Se y H_2Te porque el puente de hidrógeno es más fuerte en el caso del agua y esa es la fuerza intermolecular que hay que romper. Esto se debe a que el O es más electronegativo.

j) Verdadero. El O tiene $Z=6$ y el Ne tiene $Z=8$. Al tener el $O^=$ dos electrones más que el O, tendrá el mismo número de electrones que el Ne, 8, y la misma configuración electrónica.

k) Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancarle en estado gaseoso al átomo un electrón. Al neón es más difícil arrancarle un electrón porque su configuración s^2p^6 es muy estable.

l) Falso. El número de protones viene dado por Z, el número atómico. Para el $O^=$, Z=6 y para el Ne, Z=8. Para distintos elementos, el número atómico es distinto.

m) Verdadero. El HCl disuelto es un electrólito fuerte, está disociado en H^+ y Cl^-. Como sus iones se pueden mover libremente, conduce bien la corriente eléctrica.

n) Falso. La configuración típica de los gases nobles ($1s^2$ o s^2p^6) es muy estable y hace que tenga poca tendencia a ganar o perder electrones, luego son muy inertes.

ñ) Verdadero. El B es $1s^2 2s^2 2p^1$. Como no tiene pares de electrones libres en el BCl_3 que empujen a los enlaces B–Cl, la geometría es pirámide trigonal. La molécula es del tipo AB_3.

o) Falso. La energía reticular es la energía que se desprende cuando se forma un mol de un compuesto iónico a partir de sus elementos constituyentes.

p) Falso. Cuanto mayor es la energía reticular, menor es la solubilidad. La energía reticular es proporcional a:

$\frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$. $r_{Li} < r_K$ y $r_F < r_{Br} \Rightarrow$

$\Rightarrow r_{LiF} < r_{KBr} \Rightarrow U_{LiF} > U_{KBr} \Rightarrow$

$\Rightarrow$ El LiF es menos soluble que el KBr.

q) Verdadero. Cuanto mayor es la energía reticular, menor es la solubilidad. La energía reticular es proporcional a:

$\frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$. $r_{Mg} < r_{Ca}$ y $r_O < r_S \Rightarrow$

$\Rightarrow r_{MgO} < r_{CaS} \Rightarrow U_{MgO} > U_{CaS} \Rightarrow$

$\Rightarrow$ El MgO es más soluble que el CaS.

r) Falso. Los electrones son exactamente iguales. Lo que hace conductor a un metal es que sus electrones están deslocalizados y se pueden mover libremente; no es así en los no conductores.

s) Verdadero. El etano no es soluble porque es apolar y el agua es polar. El etanol es soluble porque es apolar y porque se solvata formando puentes de hidrógeno con el agua.

t) Verdadero. El estado de agregación depende de la intensidad de las fuerzas intermoleculares, que son fuerzas de Van der Waals. Estas fuerzas aumentan con la masa atómica.

u) Falso. No la conducen porque los electrones están localizados en la red cristalina y no tienen mucha movilidad.

v) Verdadero. El H_2 y el I_2 son apolares y no se disuelven en una molécula polar como el agua. El HI sí se disuelve porque es un electrólito fuerte y se disocia en H^+ y Cl^-. Los iones quedan libres y conducen la corriente eléctrica.

w) Correcto. La configuración electrónica del B es $1s^2 2s^2 2p^1$. En el BF_3 no hay electrones libres sobre el B que empujen a los enlaces B-F, luego la molécula será trigonal plana. Los momentos dipolares parciales se anulan y la molécula es apolar.

x) Falso. Es verdad que es un sólido cristalino pero no es verdad que conduzca la electricidad, pues sus electrones están localizados en la red cristalina.

y) Verdadero. Al estar formado de metal y no metal, el NaCl es iónico. Los compuestos iónicos son solubles en agua porque, al disolverlos, la red cristalina se rompe y los iones se solvatan (se rodean de moléculas de agua y las atraen electrostáticamente).

z) Verdadero. A mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares, mayor punto de ebullición. El CH_4 tiene fuerzas de van der Waals y el NH_3 tiene puentes de hidrógeno, que son más fuertes.

21) Falso. C_2H_6 es el CH_3-CH_3, etano. Para una misma serie homóloga, el punto de ebullición aumenta con la masa molecular, pues aumenta la intensidad de las fuerzas de van der Waals.

22) Verdadero. El punto de ebullición depende de la intensidad de las fuerzas intermoleculares. El CH_4 tiene fuerzas de van der Waals y el CH_3OH tiene enlaces de hidrógeno, que son más fuertes.

23) Verdadero. El punto de fusión depende de la intensidad de las fuerzas intermoleculares. El Cl_2 tiene fuerzas de van der Waals y el KCl tiene enlace iónico, que es mucho más fuerte.

24) Falso. Lo polar se disuelve en lo polar y lo apolar en lo apolar. El CCl_4 es apolar porque la geometría de la molécula anula los momentos dipolares parciales. El KCl es iónico y se rompe su red cristalina al disolverse en agua, solvatándose sus iones.

25) Falso. Las dos sustancias son iónicas. Cuanto mayor es la energía reticular, menor es la solubilidad. La energía reticular es proporcional a $\frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$.

$r_{Cs} > r_{Ca}$ y $r_I < r_O \Rightarrow r_{CsI} > r_{CaO} \Rightarrow$

$\Rightarrow U_{CsI} < U_{CaO} \Rightarrow$ El CaO es menos soluble.

26) Falso. El punto de ebullición es tanto mayor cuanto mayor es la intensidad de las fuerzas intermoleculares. El CH_4 tiene fuerzas de van der Waals y el NH_3 tiene enlace de hidrógeno, que es más fuerte.

27) Verdadero. El punto de ebullición depende de la intensidad de las fuerzas intermoleculares. El Cl_2 tiene fuerzas de Van der Waals y el KCl tiene enlaces iónicos, que son mucho más fuertes.

28) Verdadero. El CH_4 es apolar porque la geometría molecular anula los momentos dipolares parciales. El KCl, compuesto iónico, es muy soluble porque en agua se rompe la red cristalina y sus iones se solvatan.

z9) Falso. El punto de ebullición depende de la intensidad de las fuerzas intermoleculares. El etano tiene fuerzas de van der Waals y el etanol tiene enlaces de hidrógeno, que es más fuerte.

z10) Verdadero. Aunque el enlace C–Cl es polar, la geometría tetraédrica de la molécula anula los momentos dipolares parciales y la molécula es apolar.

z11) Falso. Los dos son iónicos. Cuanto mayor sea la energía reticular, menor será la solubilidad. La energía reticular es proporcional a: $\frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$.

$r_{Mg} < r_{Ba} \Rightarrow r_{MgO} < r_{BaO} \Rightarrow U_{MgO} > U_{BaO} \Rightarrow$

$\Rightarrow$ El BaO es más soluble.

z12) Falso. Los compuestos covalentes son malos conductores de la corriente eléctrica porque sus electrones están localizados en la red cristalina y no tienen libertad de movimiento.

z13) Verdadero. Cuanto mayor sea la intensidad de las fuerzas que unen a los átomos, mayor será el punto de fusión. En los compuestos covalentes, las fuerzas entre los átomos son enlaces covalentes, que son muy intensas.

z14) Verdadero. Cuando un compuesto iónico se disuelve en agua, su red cristalina se rompe, sus iones quedan libres y se solvatan. Al estar los iones libres, conducen bien la electricidad.

z15) Verdadero. El agua puede conducir cuando tiene iones disueltos. El agua pura tiene iones H^+ y OH^- a muy baja concentración, 10^{-7} M, lo que la hace no conductora. El agua del grifo o la de un río o la mineral o el agua sucia son conductoras porque tienen iones disueltos.

z16) Falso. El NaCl es una sustancia iónica. Consiste en una red cristalina con electrones localizados, que no se pueden mover con libertad, luego no es conductora.

z17) Verdadero. El NaCl es una sustancia iónica. Cuando está disuelto, la red cristalina está rota, los iones están libres, se mueven con libertad y conduce la electricidad.

z18) Verdadero. La geometría lineal del BeH_2 anula los momentos dipolares parciales y la geometría angular del H_2S no la anula. El S tiene un par de electrones libres que empuja a los enlaces S-H y convierte a la molécula en angular.

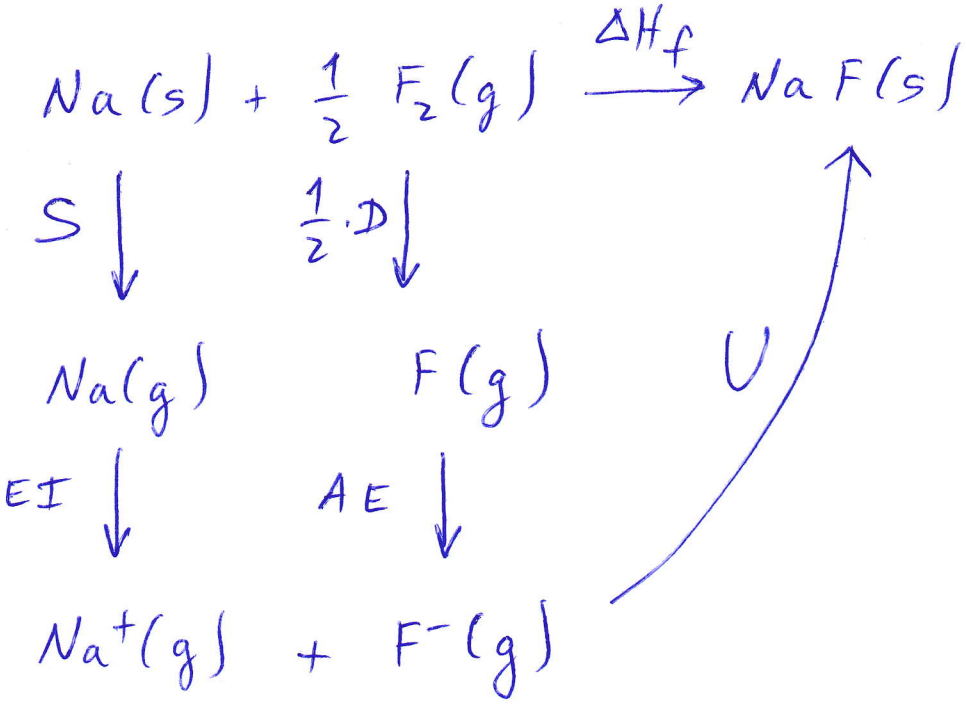
z19) Falso. Un enlace covalente polar es aquel en el que hay una gran diferencia de electronegatividades entre los átomos de la molécula. Ejemplo: HCl. El enlace covalente dativo es aquel en el que uno de los dos átomos suministra los dos electrones de enlace. Ejemplos: NH_4^+ y H_3O^+.

220) Falso. Los dos son compuestos iónicos. Cuanto mayor es la energía reticular, menor es la solubilidad. La energía reticular es proporcional a: $\frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$.

$r_{Na} < r_{Cs} \Rightarrow r_{NaI} < r_{CsI} \Rightarrow$

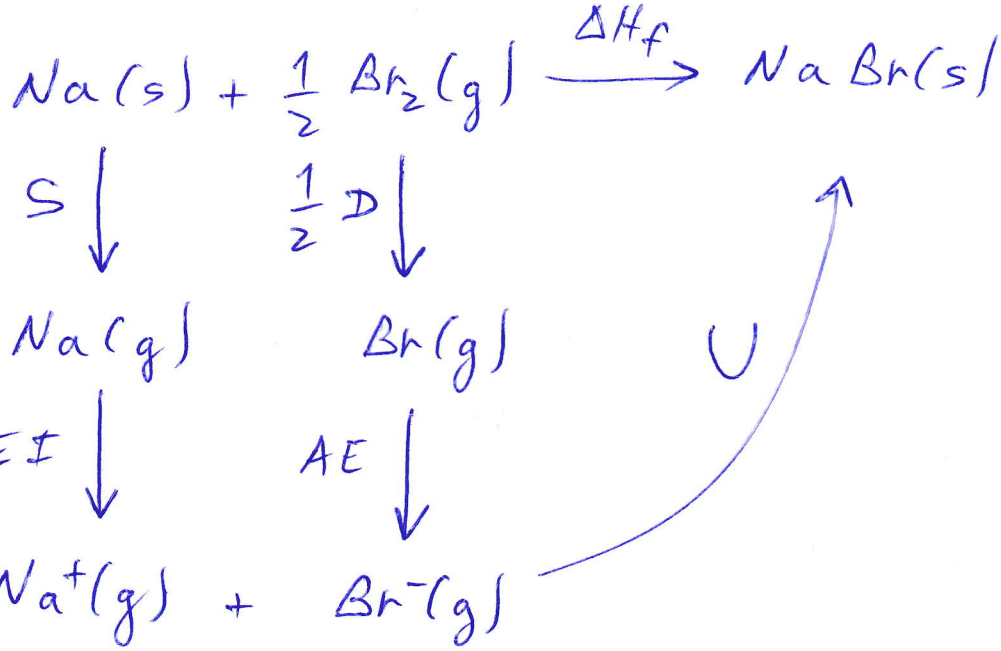
$\Rightarrow U_{NaI} > U_{CsI} \Rightarrow$ El CsI es más soluble.

(29)



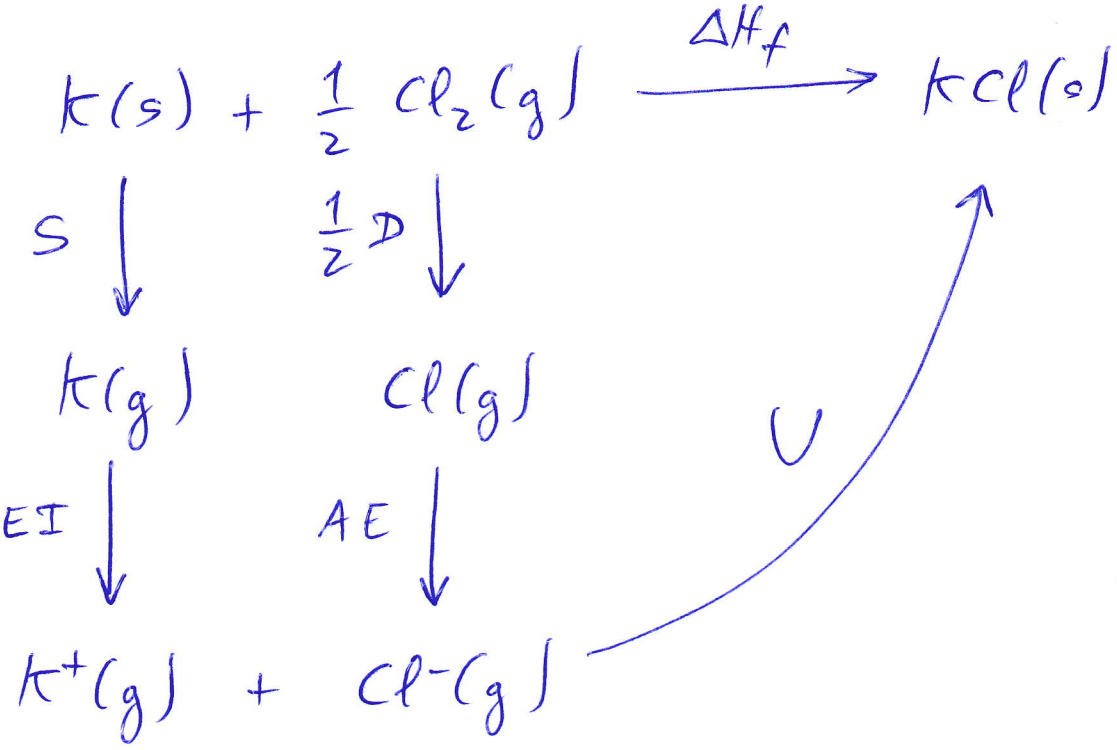
$$\Delta H_f = S + EI + \frac{1}{2}D + AE + U$$

(30)



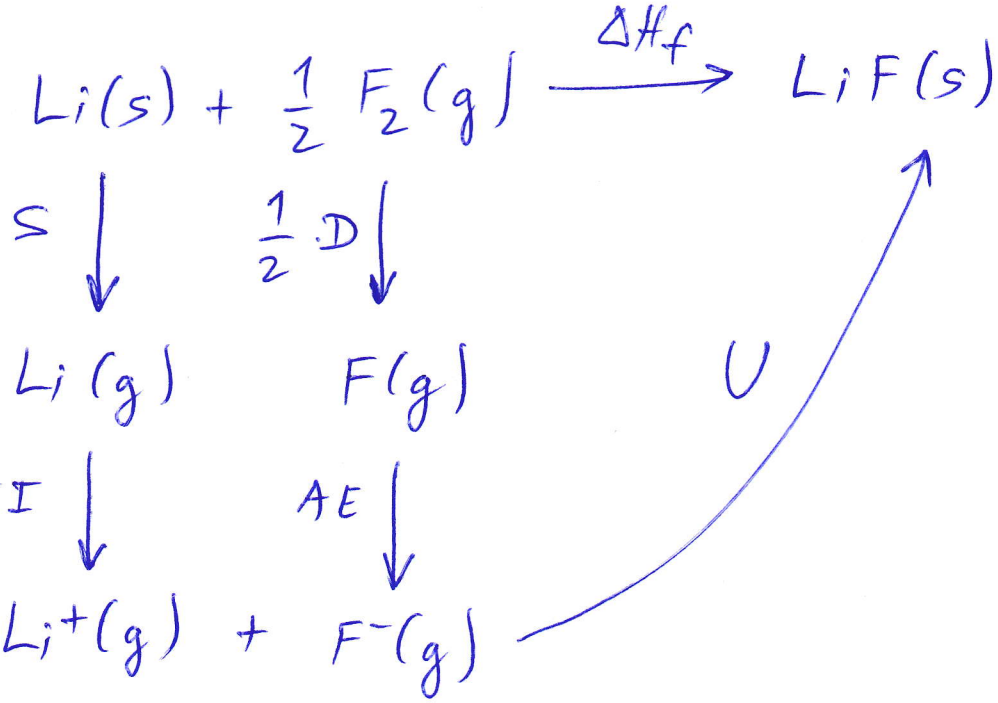
$$\Delta H_f = S + EI + \frac{1}{2}D + AE + U$$

(31)



$$\Delta H_f = S + \frac{1}{2}D + EI + AE + U$$

(32) a)



b) $\Delta H_f = S + \frac{1}{2}.D + EI + AE + U \Rightarrow$

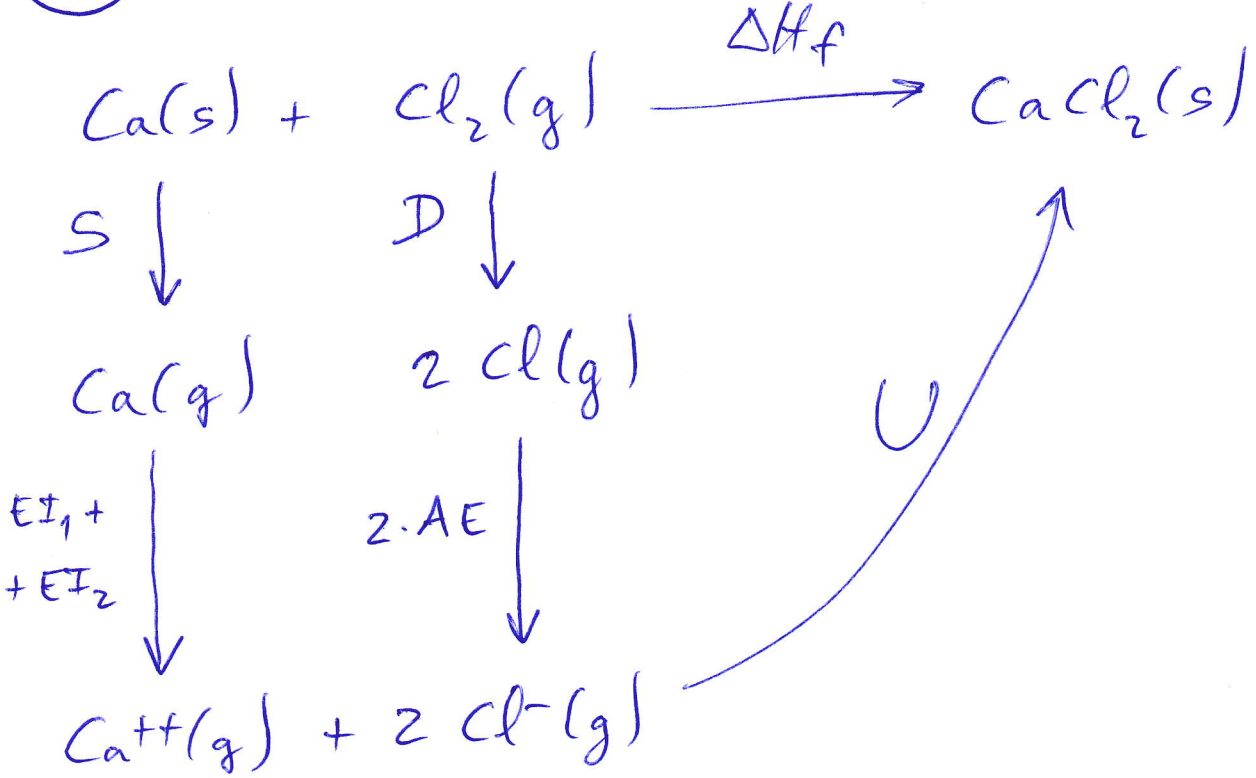
$$\Rightarrow U = \Delta H_f - S - \frac{D}{2} - EI - AE =$$

$$= -594'1 - 155'2 - \frac{150'6}{2} - 520'0 + 333'0 =$$

$$= \boxed{-1011'6 \ \frac{kJ}{mol}}$$

(45)

(33) a)



b) $\Delta H_f = S + D + EI_1 + EI_2 + 2 \cdot AE + U \Rightarrow$

$$\Rightarrow AE = \frac{\Delta H_f - S - D - EI_1 - EI_2 - U}{2} =$$

$$= \frac{-748 - 178'2 - 243 - 590 - 1145 + 2258}{2} =$$

$$= \boxed{-323'1 \ \frac{kJ}{mol}}$$

Problemas tipo de cinética y equilibrio

① * Balance de materia:

	$2\,NO$	$+\ 2H_2$	$\rightleftharpoons\ N_2$	$+\ 2H_2O$
Moles iniciales	0'1	0'05	0	0'1
" reaccionados	$2x$	$2x$	—	—
" formados	—	—	x	$2x$
" equilibrio	$0'1-2x$	$0'05-2x$	x	$0'1+2x$
concentraciones eq.	$0'1-2x$	$0'05-2x$	x	$0'1+2x$

a) * Cálculo de x:

$$[NO]_{eq} = 0'1-2x = 0'062 \Rightarrow x = \frac{0'1-0'062}{2} = 0'019\ mol$$

* Concentraciones de equilibrio:

$$[NO]_{eq} = \boxed{0'062\ M}$$

$$[H_2]_{eq} = 0'05-2x = 0'05-2\cdot 0'019 = \boxed{0'012\ M}$$

$$[N_2]_{eq} = x = \boxed{0'019\ M}$$

$$[H_2O]_{eq} = 0'1+2x = 0'1+2\cdot 0'019 = \boxed{0'138\ M}$$

b) $$K_c = \frac{[N_2]\cdot[H_2O]^2}{[NO]^2\cdot[H_2]^2} = \frac{0'019\cdot 0'138^2}{0'062^2\cdot 0'012^2} = \boxed{654}$$

(2)

		$H_2(g)$	$I_2(g)$	$\rightleftharpoons 2HI(g)$
Moles	iniciales	0'50	0'50	—
"	reaccionados	x	x	—
"	formados	—	—	$2x$
"	equilibrio	$0'50-x$	$0'50-x$	$2x$
Conc.	"	$\frac{0'50-x}{7'5}$	$\frac{0'50-x}{7'5}$	$\frac{2x}{7'5}$

a) $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = K_c \cdot (R\cdot T)^{2-1-1} =$

$= K_c \cdot (R\cdot T)^{0} = \boxed{K_c = 50}$

b) * Cálculo de x:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\cdot[I_2]} = \frac{\frac{(2x)^2}{7'5^2}}{\frac{0'50-x}{7'5}\cdot\frac{0'50-x}{7'5}} = \left(\frac{2x}{0'50-x}\right)^2 =$$

$$= 50 \Rightarrow \frac{2x}{0'50-x} = \sqrt{50} = 7'07$$

$$2x = 7'07\cdot 0'50 - 7'07\cdot x$$

$$x = \frac{7'05\cdot 0'50}{9'07} = 0'39$$

* Número de moles totales en equilibrio:

$n_T = 0'50 - x + 0'50 - x + 2x = 1 \text{ mol}$

* Presión total en el equilibrio:

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1 \cdot 0'082 \cdot (448+273)}{75} = \boxed{7'88 \text{ atm}}$$

* Moles de cada sustancia en el equilibrio:

H_2: $0'50 - x = 0'50 - 0'39 = \boxed{0'11 \text{ mol}}$

I_2: $0'50 - x = 0'50 - 0'39 = \boxed{0'11 \text{ mol}}$

HI: $2 \cdot x = 2 \cdot 0'39 = \boxed{0'78 \text{ mol}}$

(3)

$A(g) + 3B(g) \rightleftarrows 2C(g)$

Moles iniciales	2	1	—
" reaccionados	x	3x	—
" formados	—	—	2x
" equilibrio	2−x	1−3x	2x
Conc. "	$\frac{2-x}{10}$	$\frac{1-3x}{10}$	$\frac{2x}{10}$

a) * Cálculo de x:

$(n_B)_{eq} = (n_C)_{eq} \Rightarrow 1 - 3x = 2x \Rightarrow 1 = 5x \Rightarrow$

$\Rightarrow x = \frac{1}{5} = 0'2$ mol

* Moles de cada sustancia en el equilibrio:

A: $2 - x = 2 - 0'2 =$ **1'8 mol**

B: $1 - 3x = 1 - 3 \cdot 0'2 =$ **0'4 mol**

C: $2x = 2 \cdot 0'2 =$ **0'4 mol**

b) * Cálculo de k_c:

$$k_c = \frac{[C]^2}{A \cdot [B]^3} = \frac{\left(\frac{0'4}{10}\right)^2}{\frac{1'8}{10} \cdot \left(\frac{0'4}{10}\right)^3} = \frac{\frac{0'4^2}{10^2}}{\frac{1'8}{10} \cdot \frac{0'4^3}{10^3}} =$$

$$= \frac{0'4^2 \cdot 10^2}{1'8 \cdot 0'4^3} = \boxed{139}$$

* Cálculo de k_p:

$k_p = k_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 139 \cdot (0'082 \cdot 573)^{-2} =$

$=$ **0'063**

(4) $M_{SO_2} = 64 \frac{g}{mol}$

$M_{O_2} = 32 \frac{g}{mol}$

$n_{SO_2} = \frac{m}{M} = \frac{128}{64} = 2$ moles SO_2

$n_{O_2} = \frac{m}{M} = \frac{64}{32} = 2$ mol O_2

	SO_2	$+ \frac{1}{2} O_2$	$\rightleftharpoons SO_3$
Moles iniciales	2	2	—
" reaccionados	x	$\frac{x}{2}$	—
" formados	—	—	x
" equilibrio	$2-x$	$2-\frac{x}{2}$	x
Conc. "	$\frac{2-x}{2}$	$\frac{4-x}{4}$	$\frac{x}{2}$

a) * Cálculo de x:

$x = 2 \cdot 0'80 = 1'60$ mol

* Moles de cada especie en el equilibrio:

SO_2: $2-x = 2-1'60 =$ **0'4 mol**

O_2: $2 - \frac{x}{2} = 2 - \frac{1'60}{2} = 2 - 0'80 =$ **1'2 mol**

SO_3: **$x = 1'6$ mol**

* Cálculo de k_c:

$$k_c = \frac{[SO_3]}{[SO_2]\cdot[O_2]^{1/2}} = \frac{\frac{1'6}{2}}{\frac{0'40}{2}\cdot\sqrt{\frac{1'20}{2}}} =$$

$$= \frac{4}{\sqrt{0'60}} = \boxed{5'16}$$

b) * Presiones parciales en el equilibrio:

$$p_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V}$$

SO_2: $\frac{0'40 \cdot 0'082 \cdot 1103}{2} = \boxed{181 \text{ atm}}$

O_2: $\frac{1'20 \cdot 0'082 \cdot 1103}{2} = \boxed{54'3 \text{ atm}}$

SO_3: $\frac{1'6 \cdot 0'082 \cdot 1103}{2} = \boxed{72'4 \text{ atm}}$

* Cálculo de k_p:

$$k_p = \frac{p_{SO_3}}{p_{SO_2}\cdot p_{O_2}^{1/2}} = \frac{72'4}{181\cdot\sqrt{54'3}} = \boxed{0'543}$$

(5)

	CO_2	$+ H_2S \rightleftharpoons$	COS	$+ H_2O$
Moles iniciales	0'1	n_0	—	—
" reaccionados	x	x	—	—
" formados	—	—	x	x
" equilibrio	$0'1-x$	n_0-x	x	x
Conc. "	$\frac{0'1-x}{2'5}$	$\frac{n_0-x}{2'5}$	$\frac{x}{2'5}$	$\frac{x}{2'5}$

a) * Moles totales en el equilibrio:

$$n_T = 0'1 - x + n_0 - x + x + x = 0'1 + n_0$$

* Cálculo de n_0:

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} \Rightarrow 10 = \frac{(0'1+n_0)\cdot 0'082 \cdot 610}{2'5} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 0'1 + n_0 = \frac{10 \cdot 2'5}{0'082 \cdot 610} \Rightarrow 0'1 + n_0 = 0'5 \Rightarrow n_0 = 0'4 \text{ mol}$$

* Cálculo de x:

$$(n_{H_2O})_{eq} = x = 0'01 \text{ mol}$$

* Moles de cada especie en el equilibrio:

CO_2: $0'1 - x = 0'1 - 0'01 = \boxed{0'09 \text{ mol}}$

H_2S: $n_0 - x = 0'4 - 0'01 = \boxed{0'39 \text{ mol}}$

COS: $x = \boxed{0'01 \text{ mol}}$

H_2O: $x = \boxed{0'01 \text{ mol}}$

b) * Cálculo de k_c:

$$k_c = \frac{[COS]\cdot[H_2O]}{[CO_2]\cdot[H_2S]} = \frac{\frac{0'01}{2'5}\cdot\frac{0'01}{2'5}}{\frac{0'09}{2'5}\cdot\frac{0'39}{2'5}} =$$

$$= \frac{0'01^2}{0'09\cdot 0'39} = \boxed{2'85\cdot 10^{-3}}$$

* Cálculo de k_p:

$$k_p = k_c\cdot(RT)^{\Delta n} = k_c\cdot(RT)^{1+1-1-1} = k_c\cdot(R\cdot T)^0 =$$

$$= k_c = \boxed{2'85\cdot 10^{-3}}$$

(6)

	N_2	+ 3 H_2	$\rightleftharpoons$ 2 NH_3
Moles iniciales	a	b	—
" reaccionados	x	3x	—
" formados	—	—	2x
" equilibrio	a−x	b−3x	2x
Conc. "	$\frac{a-x}{V}$	$\frac{b-3x}{V}$	$\frac{2x}{V}$
Presiones "	0'432	0'928	P_{NH_3}

a) * Cálculo de la presión del NH_3:

$$k_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3} \Rightarrow 1'45 \cdot 10^{-5} = \frac{P_{NH_3}^2}{0'432 \cdot 0'928^3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_{NH_3} = \sqrt{1'45 \cdot 10^{-5} \cdot 0'432 \cdot 0'928^3} = 2'24 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

* Presión total en el equilibrio:

$$P_T = P_{N_2} + P_{H_2} + P_{NH_3} = 0'432 + 0'928 + 2'24 \cdot 10^{-3} =$$

$$= \boxed{1'36 \text{ atm}}$$

b) * Cálculo de k_c:

$$k_p = k_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow k_c = \frac{k_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{1'45 \cdot 10^{-5}}{(0'082 \cdot 773)^{-2}} =$$

$$= \boxed{0'0583}$$

(7)

$$2\,HgO(s) \rightleftharpoons 2\,Hg(s) + O_2(g)$$

Moles iniciales	a	—	—
" reaccionados	$2x$	—	—
" formados	—	$2x$	x
" equilibrio	$a-2x$	$2x$	x

a) * Expresión de k_p:

$$k_p = p_{Hg}^2 \cdot p_{O_2} = 0'186$$

$$p_{Hg} = 2 \cdot p_{O_2} \Rightarrow (2 \cdot p_{O_2})^2 \cdot p_{O_2} = 0'186 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow p_{O_2} = \sqrt[3]{\frac{0'186}{4}} = \boxed{0'36 \text{ atm}}$$

$$p_{Hg} = 2 \cdot p_{O_2} = 2 \cdot 0'36 = \boxed{0'72 \text{ atm}}$$

b) * Presión total en el equilibrio:

$$p_T = p_{Hg} + p_{O_2} = 0'72 + 0'36 = \boxed{1'08 \text{ atm}}$$

* Valor de k_c:

$$k_p = k_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow k_c = \frac{k_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} =$$

$$= \frac{0'186}{(0'082 \cdot 653)^3} = \boxed{1'21 \cdot 10^{-6}}$$

(8) a)

$$2\,NO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2\,NOCl(g)$$

Moles iniciales	a	b	$-$
" reaccionados	$2x$	x	$-$
" formados	$-$	$-$	$2x$
" en el equilibrio	$a-2x$	$b-x$	$2x$
Conc. " " "	$\frac{a-2x}{1'5}$	$\frac{b-x}{1'5}$	$\frac{2x}{1'5}$

* Concentración de NO:

$$K_c = \frac{[NOCl]^2}{[NO]^2 \cdot [Cl_2]} = \frac{\left(\frac{4'125}{1'5}\right)^2}{[NO]^2 \cdot \frac{0'1125}{1'5}} = 46 \cdot 10^4 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [NO]^2 = \frac{\left(\frac{4'125}{1'5}\right)^2 \cdot 1'5}{0'1125 \cdot 46 \cdot 10^4} = 2'19 \cdot 10^{-3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [NO] = \sqrt{2'19 \cdot 10^{-3}} = 0'0468 \text{ mol}$$

$$p_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T \Rightarrow p_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V} =$$

$$= \frac{0'0468 \cdot 0'082 \cdot 298}{1'5} = \boxed{0'762 \text{ atm}}$$

b) $p_{NOCl} = \frac{n_{NOCl} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{4'125 \cdot 0'082 \cdot 298}{1'5} =$

$= 67'2$ atm

$p_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'1125 \cdot 0'082 \cdot 298}{1'5} =$

$= 1'83$ atm

$p_T = p_{NO} + p_{Cl_2} + p_{NOCl} =$

$= 0'762 + 1'83 + 67'2 =$ **69'8 atm**

(9)

$$2\ NaHCO_3 \rightleftharpoons Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

Moles iniciales	a	—	—	—
" reaccionados	$2x$	—	—	—
" formados	—	x	x	x
" equilibrio	$a-2x$	x	x	x

a) $(p_T)_{eq} = (p_{CO_2})_{eq} + (p_{H_2O})_{eq} = 1720\ mm\ Hg$

$(p_{H_2O})_{eq} = (p_{CO_2})_{eq} = \frac{1720}{2} = \boxed{860\ mm\ Hg} = 1'13\ atm$

b) $k_p = p_{H_2O} \cdot p_{CO_2} = 1'13 \cdot 1'13 = \boxed{1'28}$

$k_p = k_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow k_c = \frac{k_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} =$

$= \frac{1'28}{(0'082 \cdot 393)^2} = \boxed{1'23 \cdot 10^{-3}}$

(10) a) * Cálculo de k_c: $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\,HI$

$$k_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\cdot[I_2]} = \frac{\left(\frac{0'024}{1}\right)^2}{0'003 \cdot 0'003} = \boxed{64}$$

* Cálculo de k_p:

$$k_p = k_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 64 \cdot (0'082 \cdot 670)^{2-1-1} =$$

$$= \boxed{64}$$

b) * Número de moles totales:

$$n_T = 0'003 + 0'003 + 0'024 = 0'03 \text{ mol}$$

* Presión total en el recipiente:

$$p_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'03 \cdot 0'082 \cdot 670}{1} = \boxed{1'65 \text{ atm}}$$

* Presiones parciales de los gases:

$$H_2: p = \frac{3 \cdot 10^{-3} \cdot 0'082 \cdot 670}{1} = \boxed{0'165 \text{ atm}}$$

$$I_2: p = \frac{3 \cdot 10^{-3} \cdot 0'082 \cdot 670}{1} = \boxed{0'165 \text{ atm}}$$

$$HI: p = \frac{0'024 \cdot 0'082 \cdot 670}{1} = \boxed{1'32 \text{ atm}}$$

(11) a) * Cálculo de k_c:

$$k_c = \frac{[NO]\cdot[SO_3]}{[NO_2]\cdot[SO_2]} = \frac{\frac{0'4}{1}\cdot\frac{0'6}{1}}{\frac{0'1}{1}\cdot\frac{0'8}{1}} = 3$$

* Cálculo de k_p:

$$k_p = k_c\cdot(R\cdot T)^{\Delta n} = k_c\cdot(RT)^{1+1-1-1} = k_c = \boxed{3}$$

b)

$$NO_2 + SO_2 \rightleftharpoons NO + SO_3$$

Moles iniciales	0'1	0'8	0'4+a	0'6
" reaccionados	x	x	—	—
" formados	—	—	x	x
" equilibrio	0'1+x	0'8+x	0'4+a−x	0'6−x
Conc. "	0'1+x	0'8+x	0'4+a−x	0'6−x

* Cálculo de x:

$(n_{NO_2})_{eq} = 0'3 \Rightarrow 0'1+x = 0'3 \Rightarrow x = +0'2$ mol

* Cantidad de moles de NO:

$$k_c = \frac{[NO]\cdot[SO_3]}{[NO_2]\cdot[SO_2]} = \frac{(0'4+a-x)\cdot(0'6-x)}{(0'1+x)\cdot(0'8+x)} = 3$$

$$K_c = \frac{(0'2 + a)\cdot 0'4}{0'3 \cdot 1} = 3 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \quad a = \boxed{2'05 \text{ mol}}$$

(12)

	$SnO_2(s)$	$+ 2H_2(g)$	$\rightleftharpoons Sn(s)$	$+ 2H_2O(g)$
Moles iniciales	a	b	—	—
" reaccionados	x	2x	—	—
" formados	—	—	x	2x
" equilibrio	a − x	b − 2x	x	2x

a) * Presión parcial del H_2:

$$P_T = P_{H_2} + P_{H_2O} \Rightarrow P_{H_2} = P_T - P_{H_2O} =$$

$$= 32 - 23'7 = 8'3 \text{ mm Hg} = \frac{8'3}{760} = 0'0109 \text{ atm}$$

* Cálculo de K_p:

$$K_p = \frac{P_{H_2O}^2}{P_{H_2}^2} = \frac{0'0312^2}{0'0109^2} = \boxed{819}$$

b) $n_i = \frac{P_i \cdot V}{R \cdot T}$

H_2O: $\frac{0'0312 \cdot 2}{0'082 \cdot 1023} = \boxed{744 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}$

H_2: $\frac{0'0109 \cdot 2}{0'082 \cdot 1023} = \boxed{26 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}$

(13) b) * Balance de equilibrio:

$$CH_3OH(g) \rightleftharpoons 2\,H_2(g) + CO(g)$$

Moles iniciales	0'37	—	—
" reaccionados	$0'37 \cdot \alpha$	—	—
" formados	—	$2 \cdot 0'37 \cdot \alpha$	$0'37 \alpha$
" equilibrio	$0'37 \cdot (1-\alpha)$	$0'74 \cdot \alpha$	$0'37 \cdot \alpha$

* Moles totales en el equilibrio:

$n_T = 0'37 - \cancel{0'37 \cdot \alpha} + 0'74 \cdot \alpha + \cancel{0'37 \cdot \alpha} = 0'37 + 0'74 \cdot \alpha$

* Presión total y cálculo de α:

$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{(0'37 + 0'74 \cdot \alpha) \cdot 0'082 \cdot 293}{1} =$$

$$= 8'89 + 17'8 \cdot \alpha = 9'4 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \alpha = \frac{9'4 - 8'89}{17'8} = \boxed{0'0284}$$

a)

$$K_C = \frac{[H_2]^2 \cdot [CO]}{[CH_3OH]} = \frac{\left(\frac{0'74 \cdot \alpha}{1}\right)^2 \cdot \frac{0'37 \cdot \alpha}{1}}{\frac{0'37 \cdot (1-\alpha)}{1}} =$$

$$= \frac{(0'74 \cdot 0'0284)^2 \cdot 0'37 \cdot 0'0284}{0'37 \cdot (1 - 0'0284)} = \boxed{1'29 \cdot 10^{-5}}$$

$$K_p = K_C \cdot (RT)^{\Delta n} = 1'29 \cdot 10^{-5} \cdot (0'082 \cdot 293)^2 =$$

$$= \boxed{7'45 \cdot 10^{-3}}$$

(14) * Balance de equilibrio:

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g)$$

Moles iniciales	$4'35\cdot10^{-3}$	—
" reaccionados	$4'35\cdot10^{-3}\cdot\alpha$	—
" formados	—	$8'70\cdot10^{-3}\cdot\alpha$
" equilibrio	$4'35\cdot10^{-3}\cdot(1-\alpha)$	$8'70\cdot10^{-3}\cdot\alpha$

$$n_0 = \frac{m_0}{M} = \frac{0'40}{92} = 4'35\cdot10^{-3}\ mol$$

* Moles de equilibrio:

N_2O_4: $4'35\cdot10^{-3}\cdot(1-0'416) = 2'54\cdot10^{-3}\ mol$

NO_2: $8'70\cdot10^{-3}\cdot0'416 = 3'62\cdot10^{-3}\ mol$

a) $$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{3'62\cdot10^{-3}}{0'2}\right)^2}{\frac{2'54\cdot10^{-3}}{0'2}} = \boxed{0'0258}$$

b) $$K_p = K_c\cdot(R\cdot T)^{\Delta n} = 0'0258\cdot(0'082\cdot318)^{2-1} =$$

$$= \boxed{0'673}$$

(15) a) * Balance de equilibrio:

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g)$$

Moles iniciales	n_0	—
" reaccionados	$0'20 \cdot n_0$	—
" formados	—	$0'40 \cdot n_0$
" equilibrio	$0'80 \cdot n_0$	$0'40 \cdot n_0$

* Moles totales en el equilibrio:

$$n_T = 0'8 \cdot n_0 + 0'4 \cdot n_0 = 1'2 \cdot n_0$$

* Volumen del recipiente:

$$V = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{p_T} = \frac{1'2 \cdot n_0 \cdot 0'082 \cdot 303}{1} = 29'8 \cdot n_0$$

* Constante K_c:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{0'40 \cdot n_0}{29'8 \cdot n_0}\right)^2}{\frac{0'80 \cdot n_0}{29'8 \cdot n_0}} = \boxed{6'71 \cdot 10^{-3}}$$

* Constante K_p:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 6'71 \cdot 10^{-3} \cdot (0'082 \cdot 303)^1 = \boxed{0'167}$$

b) * Moles de equilibrio:

N_2O_4 : $n_0 \cdot (1-\alpha)$

NO_2 : $2 \cdot n_0 \cdot \alpha$

* Moles totales en el equilibrio:

$n_T = n_0 - n_0 \cdot \alpha + 2 \cdot n_0 \cdot \alpha = n_0 + n_0 \cdot \alpha = n_0 \cdot (1+\alpha)$

* Presiones parciales en el equilibrio:

$$N_2O_4: \frac{n_0 \cdot (1-\alpha)}{n_0 \cdot (1+\alpha)} \cdot 0'1 = \frac{0'1 \cdot (1-\alpha)}{1+\alpha}$$

$$NO_2: \frac{2 \cdot n_0 \cdot \alpha \cdot 0'1}{n_0 \cdot (1+\alpha)} = \frac{0'2 \cdot \alpha}{1+\alpha}$$

* Cálculo de α:

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{\left(\frac{0'2 \cdot \alpha}{1+\alpha}\right)^2}{\frac{0'1 \cdot (1-\alpha)}{1+\alpha}} = 0'167$$

$$\frac{\frac{0'04 \cdot \alpha^2}{(1+\alpha)^2}}{\frac{0'1 \cdot (1-\alpha)}{1+\alpha}} = 0'167 \; ; \quad \frac{0'04 \cdot \alpha^2}{0'1 \cdot (1-\alpha^2)} = 0'167$$

$$\frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} = \frac{0'167 \cdot 0'1}{0'04} \; ; \quad \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} = 0'4175$$

$$\alpha^2 = 0'4175 - 0'4175 \cdot \alpha^2$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{0'4175}{1+0'4175}} = 0'543 \Rightarrow \boxed{54'3\%}$$

(16) a) * Balance de equilibrio:

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

Moles iniciales	n_0	—	—
" reaccionados	$n_0 \cdot \alpha$	—	—
" formados	—	$n_0 \cdot \alpha$	$n_0 \cdot \alpha$
" equilibrio	$n_0 \cdot (1-\alpha)$	$n_0 \cdot \alpha$	$n_0 \cdot \alpha$

* Moles totales en el equilibrio:

$$n_T = n_0 - n_0\alpha + n_0\alpha + n_0\alpha = n_0 \cdot (1+\alpha) = 1'8 \cdot n_0 \text{ mol}$$

* Presión y cálculo de n_0:

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1'8 \cdot n_0 \cdot 0'082 \cdot (273+250)}{1} = 1 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{n_0 = 0'013 \text{ mol}}$$

b) * Moles en el equilibrio:

PCl_5: $n_0 \cdot (1-\alpha) = 0'013 \cdot (1-0'8) = 2'6 \cdot 10^{-3}$ mol

PCl_3: $n_0 \cdot \alpha = 0'013 \cdot 0'8 = 0'0104$ mol

Cl_2: $n_0 \cdot \alpha = 0'013 \cdot 0'8 = 0'0104$ mol

* Moles totales:

$n_T = 1'8 \cdot n_0 = 1'8 \cdot 0'013 = 0'0234$ mol

* Presiones parciales en el equilibrio: $p_i = x_i \cdot P_T$

PCl_5: $\dfrac{2'6 \cdot 10^{-3}}{0'0234} \cdot 1 = 0'111$ atm

PCl_3: $\dfrac{0'0104}{0'0234} \cdot 1 = 0'444$ atm

Cl_2: $\dfrac{0'0104}{0'0234} \cdot 1 = 0'444$ atm

* Constante k_p:

$$k_p = \frac{P_{PCl_3} \cdot P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}} = \frac{0'444 \cdot 0'444}{0'111} = \boxed{1'78}$$

(17) a) * Balance de equilibrio:

		$I_2(g) \rightleftharpoons$	$2\,I(g)$
Conc.	iniciales	0'02	—
"	reaccionados	$0'02 \cdot \alpha$	—
"	formados	—	$0'04 \cdot \alpha$
"	equilibrio	$0'02 \cdot (1-\alpha)$	$0'04 \cdot \alpha$

* Constante k_c:

$$k_c = \frac{[I]^2}{[I_2]} = \frac{(0'04 \cdot \alpha)^2}{0'02 \cdot (1-\alpha)} = \frac{(0'04 \cdot 0'0214)^2}{0'02 \cdot (1-0'0214)} =$$

$$= \boxed{3'74 \cdot 10^{-5}}$$

b) * Concentraciones de equilibrio:

I_2: $5 \cdot 10^{-4} \cdot (1-\alpha)$

I: $10^{-3} \cdot \alpha$

* Cálculo de α:

$$k_c = \frac{[I]^2}{[I_2]} = \frac{(10^{-3} \cdot \alpha)^2}{5 \cdot 10^{-4} \cdot (1-\alpha)} = 3'74 \cdot 10^{-5}$$

$$\frac{\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{3'74 \cdot 10^{-5} \cdot 5 \cdot 10^{-4}}{10^{-6}}$$

$$\frac{\alpha^2}{1-\alpha} = 0'0187 \; ; \quad \alpha^2 = 0'0187 - 0'0187 \cdot \alpha$$

$$\alpha^2 + 0'0187 \cdot \alpha - 0'0187 = 0$$

$$\alpha = \frac{-0'0187 \pm \sqrt{0'0187^2 + 4 \cdot 1 \cdot 0'0187}}{2} =$$

$$= \boxed{0'128}$$

(18) a) * Constante k_c:

$$k_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{0'5}{20}\right)^2}{\frac{2'14}{20}} = \boxed{5'84 \cdot 10^{-3}}$$

* Constante k_p:

$$k_p = k_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 5'84 \cdot 10^{-3} \cdot (0'082 \cdot 298)^{2-1} =$$

$$= \boxed{0'143}$$

b) * Balance de equilibrio:

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g)$$

Moles iniciales	4'14	0'5
" reaccionados	x	—
" formados	—	2x
" equilibrio	4'14 − x	0'5 + 2x

* Cálculo de x:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{0'5+2x}{20}\right)^2}{\frac{4'14-x}{20}} = 5'84\cdot10^{-3}$$

$$\frac{\frac{0'25+4x^2+2x}{20\cdot\cancel{20}}}{\frac{4'14-x}{\cancel{20}}} = 5'84\cdot10^{-3}$$

$$0'25+4x^2+2x = 0'484-0'117$$

$$4x^2+2'117\cdot x-0'234=0$$

$$x = \frac{-2'117 \pm \sqrt{2'117^2 + 4 \cdot 4 \cdot 0'234}}{8} = 0'0939 \text{ mol}$$

* Nueva concentración de equilibrio de NO_2:

$$NO_2: \quad \frac{0'5 + 2x}{20} = \frac{0'5 + 2 \cdot 0'0939}{20} = \boxed{0'0344 \text{ M}}$$

(19) a) * Moles iniciales de NH_4HS:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{51}{51} = 1 \text{ mol}$$

* Balance de equilibrio:

	$NH_4HS(s)$	$\rightleftharpoons$ $H_2S(g)$	+ $NH_3(g)$
Moles iniciales	1	–	–
" reaccionados	x	–	–
" formados	–	x	x
" equilibrio	1-x	x	x
Conc. "	$\frac{1-x}{V}$	$\frac{x}{V}$	$\frac{x}{V}$

* Constante de concentraciones, Q:

$$Q = [H_2S] \cdot [NH_3] = 0'13 \cdot 0'13 = 0'0169$$

Como $Q = 0'0169 \neq k_c = 0'2 \Rightarrow$ el sistema no está en equilibrio.

* Cálculo de x:

$$k_c = [H_2S] \cdot [NH_3] = \frac{x}{1} \cdot \frac{x}{1} = 0'2 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow x = \sqrt{0'2} = 0'447$$

* Concentraciones de equilibrio:

$$[H_2S] = [NH_3] = \frac{x}{V} = \frac{0'447}{1} = \boxed{0'447\ M}$$

b) * Moles de NH_4HS que quedan:

$$n = 1 - x = 1 - 0'447 = 0'553\ mol$$

* Gramos de NH_4HS que quedan:

$$m = n \cdot M = 0'553 \cdot 51 = \boxed{28'2\ g}$$

(20) a)

$$Q = \frac{[MX_3]\cdot[X_2]}{[MX_5]} = \frac{0'40 \cdot 0'20}{0'04} = 2$$

Como $Q = 2 \neq k_c = 0'022$, el sistema no está en equilibrio.

b) Al ser $Q > k_c$, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

(21) a) * Equilibrio de solubilidad:

$$Fe(OH)_3(s) \rightleftharpoons \underset{s}{Fe^{3+}}(ac) + 3\,\underset{3s}{OH^-}(ac)$$

$$\boxed{P_s = [Fe^{3+}]\cdot[OH^-]^3}$$

b) $P_s = s\cdot(3s)^3 = 27\cdot s^4 \Rightarrow \boxed{s = \sqrt[4]{\frac{P_s}{27}}}$

c) $NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$

Al añadir NaOH, aumenta la concentración de OH^-. Según el efecto del ion común, la solubilidad disminuye.

Este efecto dice que cuando a la disolución de una sal poco soluble se le añade una sal soluble con un ion común a la sal poco soluble, la solubilidad de la sal poco soluble disminuirá.

(22) a) * Equilibrio de solubilidad:

$$PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{++}(ac) + 2\,I^-(ac)$$
$$\qquad\qquad\quad s \qquad\qquad 2s$$

* Solubilidad:

$$s = 0'7\ \frac{g}{l} \cdot \frac{1\ mol}{461\ g} = 1'52 \cdot 10^{-3}\ M$$

* Producto de solubilidad:

$$P_s = [Pb^{++}] \cdot [I^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot s^3 =$$

$$= 4 \cdot (1'52 \cdot 10^{-3})^3 = \boxed{1'40 \cdot 10^{-8}}$$

b) * Reacciones:

$$KI \xrightarrow{H_2O} K^+ + I^-$$
$$0'1\ M \qquad 0'1\ M \qquad 0'1\ M$$

$$PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{++}(ac) + 2\,I^-(ac)$$
$$\qquad\qquad\quad s \qquad\qquad 2s + 0'1$$

$$P_s = [Pb^{++}] \cdot [I^-]^2 = s \cdot (2s + 0'1)^2 \simeq s \cdot 0'1^2$$

$$s \cdot 0'01 \simeq 1'40 \cdot 10^{-8} \Rightarrow s = \frac{1'40 \cdot 10^{-8}}{0'01} = \boxed{1'40 \cdot 10^{-6}\ M}$$

(23) a) * Equilibrio de solubilidad:

$$Pb(OH)_2(s) \rightleftharpoons Pb^{++}(ac) + 2\ OH^-(ac)$$
$$\qquad\qquad\quad s \qquad\qquad\quad 2s$$

* Producto de solubilidad:

$$P_s = [Pb^{++}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

* Solubilidad:

$$s = \sqrt[3]{\frac{P_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{4 \cdot 10^{-15}}{4}} = 10^{-5}\ M$$

* Concentración de Pb^{++}:

$$[Pb^{++}] = s = \boxed{10^{-5}\ M}$$

b) * Moles iniciales:

$Pb(NO_3)_2$: $0'01 \frac{mol}{\ell} \cdot 0'1\ \ell = 10^{-3}$ mol

KI: $0'02 \frac{mol}{\ell} \cdot 0'1\ \ell = 2 \cdot 10^{-3}$ mol

* Reacciones de ionización:

$$Pb(NO_3)_2 \longrightarrow Pb^{++} + 2\,NO_3^-$$

10^{-3} mol $\quad$ 10^{-3} mol $\quad$ $2\cdot10^{-3}$ mol

$$KI \longrightarrow K^+ + I^-$$

$2\cdot10^{-3}$ mol $\quad$ $2\cdot10^{-3}$ mol $\quad$ $2\cdot10^{-3}$ mol

* Concentraciones de Pb^{++} e I^-:

$$[Pb^{++}] = \frac{n}{V} = \frac{10^{-3}}{0'2} = 5\cdot10^{-3}\ M$$

$$[I^-] = \frac{n}{V} = \frac{2\cdot10^{-3}}{0'2} = 0'01\ M$$

* Cálculo de Q:

$$Q = [Pb^{++}]\cdot[I^-]^2 = 5\cdot10^{-3}\cdot 0'01^2 = 5\cdot10^{-7}$$

Al ser $Q = 5\cdot10^{-7} > P_s = 7'1\cdot10^{-9}$, se formará precipitado de PbI_2.

(24) a) * Equilibrio de solubilidad:

$$MgF_2(s) \rightleftharpoons Mg^{++}(ac) + 2\,F^-(ac)$$
$$\qquad\qquad\quad s \qquad\qquad 2s$$

* Cálculo de la solubilidad:

$$P_s = [Mg^{++}]\cdot[F^-]^2 = s\cdot(2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{P_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8\cdot10^{-8}}{4}} = \sqrt[3]{2\cdot10^{-8}} = 2'71\cdot10^{-3}\,M$$

* Masa que se puede disolver:

$$m = s\cdot V = 2'71\cdot10^{-3}\,\frac{\cancel{mol}}{\cancel{l}}\cdot 0'250\,\cancel{l}\cdot\frac{62\ g}{1\ \cancel{mol}} =$$

$$= \boxed{0'042\ g\ MgF_2}$$

b) * Reacciones de ionización:

$$Mg(NO_3)_2 \longrightarrow Mg^{++} + 2\,NO_3^-$$
$$0'1\,M \qquad\quad 0'1\,M \qquad\quad 0'2\,M$$

$$MgF_2(s) \rightleftharpoons Mg^{++}(ac) + 2\,F^-(ac)$$
$$\qquad\qquad\quad s+0'1 \qquad\quad 2s$$

$$P_s = [Mg^{++}]\cdot[F^-]^2 = (s+0'1)\cdot(2s)^2 = (s+0'1)\cdot 4s^2 \simeq$$

$$\simeq 0'1\cdot 4s^2 = 0'4\cdot s^2 = 8\cdot10^{-8}$$

$$s = \sqrt{\frac{8 \cdot 10^{-8}}{0'4}} = 4'47 \cdot 10^{-4}\ M$$

* Masa que se disuelve:

$$m = 4'47 \cdot 10^{-4} \frac{\cancel{mol}}{\cancel{l}} \cdot 0'250\ \cancel{l} \cdot \frac{62\ g}{1\ \cancel{mol}} =$$

$$= \boxed{6'93 \cdot 10^{-3}\ g\ MgF_2}$$

(25) * Equilibrio de solubilidad:

$$CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{++}(ac) + 2\,F^-(ac)$$

$$s \qquad\qquad 2s$$

* Concentración de F^- para que empiece a precipitar CaF_2:

$$Q = [Ca^{++}] \cdot [F^-]^2 \geq P_s$$

$$[F^-] = \sqrt{\frac{P_s}{[Ca^{++}]}} = \sqrt{\frac{10^{-10}}{5 \cdot 10^{-4}}} = 4'47 \cdot 10^{-4}\ M$$

* Concentración de Ca^{++}:

$$[Ca^{++}] = \frac{20 \cdot 10^{-3}\ \cancel{g}}{1\ l} \cdot \frac{1\ mol}{40\ \cancel{g}} = 5 \cdot 10^{-4}\ M$$

* Masa necesaria de NaF:

$$M_{NaF} = 42 \frac{g}{mol}$$

$[F^-] = [NaF]$: por ser electrólito fuerte.

$$m = 4{,}47 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{\ell} \cdot 1\,\ell \cdot \frac{42\ g}{1\ mol} = \boxed{0{,}0188\ g\ NaF}$$

(26) a)

$$\boxed{K_c = [O_2]} \quad ; \quad \boxed{K_p = p_{O_2}}$$

b) según el principio de Le Chatelier, cuando se cambian las condiciones de un equilibrio químico, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que compense al factor externo. El equilibrio se desplazaría hacia la izquierda para disminuir la presión parcial de O_2.

c) según Le Chatelier, el equilibrio se desplazaría hacia la derecha, pues de esta forma disminuye la temperatura, pues la reacción es endotérmica.

d) La adición de HgO no afecta al equilibrio pues está en estado sólido y el equilibrio es heterogéneo. La de Hg tampoco afecta al equilibrio, pues no forma parte de la constante de equilibrio, tampoco. La adición de O_2 desplaza el equilibrio a la izquierda, pues de esta forma se consume O_2.

(27) a) Falso. La constante de equilibrio de una reacción depende exclusivamente de la temperatura.

b) Verdadero. Según el principio de Chatelier, cuando se altera el estado de un equilibrio químico, la reacción se desplaza en el sentido en el que compense al factor externo. Como la reacción es exotérmica y se calienta hacia la derecha, un aumento de temperatura desplaza la reacción a la izquierda.

c) Falso. Lo que aumenta es Q, el cociente de concentraciones. La constante de equilibrio sólo cambia con la temperatura y no con las concentraciones.

d) Falso. Un catalizador no aumenta las concentraciones de equilibrio Lo que hace es que se alcance antes, aumentando la velocidad de reacción.

(28) a) Falso. Lo que disminuye es la solubilidad. El producto de solubilidad permanece constante porque sólo depende de la temperatura.

b) * Solubilidad del $FeCO_3$:

$$FeCO_3(s) \rightleftharpoons Fe^{++}(ac) + CO_3^{=}(ac)$$

$$s \qquad\qquad s$$

$$P_{s1} = [Fe^{++}] \cdot [CO_3^{=}] = s_1 \cdot s_1 = s_1^2 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow s_1 = \sqrt{P_{s1}} = \sqrt{32 \cdot 10^{-11}} = 5'66 \cdot 10^{-6}\ M$$

* Solubilidad del CaF_2:

$$CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{++}(ac) + 2\,F^-(ac)$$

$$s \qquad\qquad 2s$$

$$P_{s_2} = [Ca^{++}]\cdot[F^-]^2 = s_2\,(2s_2)^2 = 4\cdot s_2^3 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow s_2 = \sqrt[3]{\frac{P_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{5\sqrt{3}\cdot 10^{-9}}{4}} = 1'10\cdot 10^{-3}\,M$$

Falso. $s_1 \neq s_2$

c) Falso.

$$FeCO_3(s) \rightleftharpoons Fe^{++}(ac) + CO_3^{=}(ac)$$

$$Na_2CO_3(s) \rightarrow 2\,Na^+(ac) + CO_3^{=}(ac)$$

Según el efecto del ion común, cuando a una disolución de una sal poco soluble se le añade una sal que tenga un ion común con la anterior, la solubilidad de la sal poco soluble disminuye según el principio de Chatelier.

(29) a) $Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{++}(ac) + 2\,OH^-(ac)$

El $Mg(OH)_2$ se disolvería si el equilibrio anterior se desplazara hacia la derecha. Esto se puede conseguir añadiendo un producto que consuma el Mg^{++} o el OH^-. Lo más sencillo es añadir un ácido fuerte, que consumiría el OH^- de esta forma:

$$H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$$

b) * Reacciones:

$$Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{++}(ac) + 2\,OH^-(ac)$$

$$MgCl_2(s) \rightarrow Mg^{++}(ac) + 2\,Cl^-(ac)$$

Disminuiría la solubilidad del $Mg(OH)_2$. Según el efecto del ion común, cuando a una disolución de una sal poco soluble se le añade una sal con un ion común con la anterior, la solubilidad de la sal poco soluble disminuye según el principio de Chatelier.

(30) a) NO: 2 , H_2 : 1

b) Orden total = 2 + 1 = 3

c)

$$[k] = \frac{[v]}{[c_{NO}^2]\cdot[c_{H_2}]} = \frac{\frac{M}{s}}{M^2 \cdot M} = \boxed{M^{-2}\cdot s^{-1}}$$

d) NO. La constante de velocidad sólo depende de la reacción y de la temperatura.

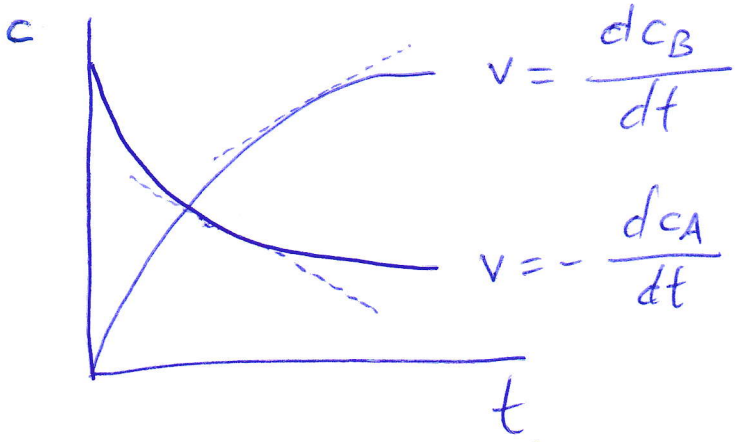
e) Será aquel que tenga mayor velocidad de reacción, es decir, el NO, el de mayor orden parcial.

$$v = -\frac{dc}{dt} = -\frac{1}{2}\cdot\frac{dc_{NO}}{dt} = -\frac{dc_{H_2}}{dt} \Rightarrow v_{NO} = 2\cdot v_{H_2}$$

f) Sí. La temperatura alta favorece la agitación y los choques moleculares, por lo que aumentará la constante de velocidad, k.

Da igual si la reacción es exotérmica o endotérmica. El signo de ΔH no influye en la magnitud de la energía de activación, sólo depende de la reacción.

g) No. La velocidad de la reacción cambia continuamente durante el transcurso de la reacción. Para una reacción del tipo: $A \rightarrow B$:



La velocidad es la tangente en cada punto de la gráfica concentración frente a tiempo

h) * La temperatura: al aumentar la temperatura, aumentan los choques moleculares y aumenta la velocidad de reacción.

* La presencia de un catalizador: disminuye la energía de activación de la reacción y aumenta la velocidad de reacción.

* La presencia de inhibidores: los inhibidores son sustancias que reaccionan con los reactivos y no les permiten participar en la reacción principal.

* La presión: al aumentar la presión, aumenta la concentración de los reactivos, aumentan los choques moleculares y aumenta la velocidad de la reacción.

Resolución de problemas tipo de ácidos y bases

① a) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

$c\cdot(1-\alpha)$ $\quad c\cdot\alpha \quad c\cdot\alpha$

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\cdot[OH^-]}{[NH_3]} = \frac{c\cdot\alpha^2}{1-\alpha} = 1'8\cdot10^{-5}$$

$$\frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \simeq c\alpha^2 = 1'8\cdot10^{-5} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1'8\cdot10^{-5}}{0'2}} =$$

$$= 9'49\cdot10^{-3}$$

$$[OH^-] = c\cdot\alpha = 0'2\cdot9'49\cdot10^{-3} = 1'90\cdot10^{-3}$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(1'90\cdot10^{-3}) = 2'72$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2'72 = \boxed{11'28}$$

b) $HCl \xrightarrow{H_2O} H_3O^+ + Cl^-$

$c_0 \quad c_0 \quad c_0$

$[H_3O^+] = 0'01\ M$; $pH = -\log[H_3O^+] =$

$= -\log 0'01 = \boxed{2}$

c) $KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$

$c_0 \qquad\qquad c_0 \quad c_0$

$[OH^-] = 0'01\ M$; $pOH = -\log [OH^-] =$

$= -\log 0'01 = 2 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 2 = \boxed{12}$

d) $CH_3-COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3-COO^- + H_3O^+$

$c\cdot(1-\alpha) \qquad\qquad c\cdot\alpha \quad c\alpha$

$$K_a = \frac{[CH_3-COO^-]\cdot(H_3O^+)}{[CH_3-COOH]} = \frac{c\cdot\alpha^2}{1-\alpha} \simeq c\alpha^2 = 1'8\cdot10^{-5}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1'8\cdot10^{-5}}{0'05}} = 0'019$$

$[H_3O^+] = c\cdot\alpha = 0'05\cdot0'019 = 9'5\cdot10^{-4}\ M$

$pH = -\log(H_3O^+) = -\log(9'5\cdot10^{-4}) = \boxed{3'02}$

e) $H_2SO_4 + 2H_2O \longrightarrow 2\ H_3O^+ + SO_4^=$

$c_0 \qquad\qquad 2\cdot c_0 \quad c_0$

$[H_3O^+] = 2\cdot c_0 = 2\cdot0'2 = 0'4\ M$

$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 0'4 = \boxed{0'398}$

f) $Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{++} + 2\,OH^-$

c_0 $\quad$ c_0 $\quad$ $2 \cdot c_0$

$[OH^-] = 2 \cdot c_0 = 2 \cdot 0'25 = 0'5\ M$

$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0'5 = 0'30$

$pH = 14 - pOH = 14 - 0'30 = \boxed{13'70}$

(2) a) $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$

$c \cdot (1-\alpha)$ $\quad$ $c \cdot \alpha$ $\quad$ $c \cdot \alpha$

$$k_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{c \cdot \alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0'01 \cdot 0'31^2}{1-0'31} =$$

$$= \boxed{1'39 \cdot 10^{-3}}$$

b) $[H_3O^+] = c \cdot \alpha = 0'01 \cdot 0'31 = 31 \cdot 10^{-3}$

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (3'1 \cdot 10^{-3}) = \boxed{2'51}$

(3) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

$c\cdot(1-\alpha)$ $\quad c\cdot\alpha \quad c\cdot\alpha$

a) * Concentración inicial:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m}{M\cdot V} = \frac{0'17}{17\cdot 0'1} = 0'1\ M$$

* Concentración de H_3O^+:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11'12} = 7'59\cdot 10^{-12}\ M$$

* Concentración de OH^-:

$$[OH^-] = \frac{k_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{7'59\cdot 10^{-12}} = 1'32\cdot 10^{-3}\ M$$

* Grado de disociación:

$$[OH^-] = c\cdot\alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[OH^-]}{c} = \frac{1'32\cdot 10^{-3}}{0'1} = \boxed{0'0132}$$

b) $$k_b = \frac{[NH_4^+]\cdot[OH^-]}{[NH_3]} = \frac{c\cdot\alpha^2}{1-\alpha} =$$

$$= \frac{0'1\cdot 0'0132^2}{1-0'0132} = \boxed{1'77\cdot 10^{-5}}$$

(4) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

$c\cdot(1-\alpha)$ $\quad c\cdot\alpha \quad c\cdot\alpha$

b) * pOH:

$pOH = 14 - pH = 14 - 11'11 = 2'89$

* Concentración de OH^-:

$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-2'89} = 1'29\cdot10^{-3}\ M$

* Grado de disociación:

$[OH^-) = c\cdot\alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[OH^-]}{c} = \frac{1'29\cdot10^{-3}}{0'1} = \boxed{0'0129}$

a)

$K_b = \frac{c\cdot\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0'1\cdot 0'0129^2}{1-0'0129} = \boxed{1'69\cdot10^{-5}}$

(5) $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$

$c(1-\alpha)$ $\quad c\cdot\alpha \quad c\cdot\alpha$

a) * pH:

$pH = -\log[H_3O^+) = -\log 0'03 = \boxed{1'52}$

* Grado de disociación:

$$[H_3O^+] = c \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[H_3O^+]}{c} = \frac{0'03}{0'1} = 0'3$$

* Constante de acidez:

$$k_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{c \cdot \alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0'1 \cdot 0'3^2}{1-0'3} =$$

$$= \boxed{0'0129}$$

b) * Nuevo grado de disociación:

$$\left.\begin{array}{l} k_a = \dfrac{c \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \\ [H_3O^+] = c \cdot \alpha \end{array}\right\} \Rightarrow k_a = \frac{[H_3O^+] \cdot \alpha}{1-\alpha}$$

$$0'0129 = \frac{10^{-2} \cdot \alpha}{1-\alpha} \; ; \; \frac{\alpha}{1-\alpha} = 1'29$$

$$\alpha = 1'29 - 1'29 \cdot \alpha \; ; \; \alpha = \frac{1'29}{2'29} = 0'563$$

* Concentración de ácido:

$$c = \frac{[H_3O^+]}{\alpha} = \frac{10^{-2}}{0'563} = \boxed{0'0178\ M}$$

(6) * Masa del producto necesaria:

$$n = 0'025 \frac{\text{mol NaOH}}{\text{l}} \cdot 0'250\ \text{l} \cdot \frac{40\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} \cdot \frac{100\ \text{g producto}}{80\ \text{g NaOH}} = \frac{0'025 \cdot 0'25 \cdot 40 \cdot 100}{80} =$$

$$= \boxed{0'312\ \text{g producto}}$$

* Cálculo del pH:

$$\underset{C_0}{NaOH} \xrightarrow{H_2O} \underset{C_0}{Na^+} + \underset{C_0}{OH^-}$$

$$[OH^-] = 0'025\ M$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0'025 = 1'60$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1'60 = \boxed{12'40}$$

(7) a) $pOH = 14 - pH = 14 - 13 = 1$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-1} = 0'1\ M$$

$$\underset{C_0}{NaOH} \xrightarrow{H_2O} \underset{C_0}{Na^+} + \underset{C_0}{OH^-}$$

$$[OH^-] = [NaOH] = \frac{m}{M \cdot V} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m = [OH^-] \cdot M \cdot V =$$

$$= 0'1 \frac{\cancel{mol}}{\cancel{l}} \cdot 40 \frac{g}{\cancel{mol}} \cdot 1\,\cancel{l} = \boxed{4\ g\ NaOH}$$

b) En las diluciones: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

$c_1 = 10^{-pOH_1} = 10^{-1}\ M$; $V_1 = 1\ l$

$c_2 = 10^{-pOH_2} = 10^{-2}\ M$

$$V_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{c_2} = \frac{0'1 \cdot 1}{0'01} = 10\ l \text{ disolución}$$

$$V_{agua} = 10 - 1 = \boxed{9\ l}$$

(8) a) * Moles totales añadidos:

$$n = 0'25 \frac{mol}{\cancel{l}} \cdot 0'25\,\cancel{l} + 0'5 \frac{mol}{\cancel{l}} \cdot 0'15\,\cancel{l} = 0'1375\ mol\ NaOH$$

* Gramos totales de NaOH:

$$m = n \cdot M = 0'1375\ \cancel{mol} \cdot 40 \frac{g}{\cancel{mol}} = 5'5\ g\ NaOH$$

* Concentración en g/l:

$$c = \frac{m_s}{V_D} = \frac{5'5\ g}{0'40\ l} = \boxed{13'75\ \frac{g}{l}}$$

b) $NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$

$c_0 \qquad\qquad c_0 \qquad c_0$

$$[OH^-] = [NaOH] = 13'75\ \frac{g}{l} \cdot \frac{1\ mol\ NaOH}{40\ g\ NaOH} =$$

$$= 0'344\ M$$

$$pOH = -\log 0'344 = 0'46$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 0'46 = \boxed{13'54}$$

(9) $pOH = 14 - pH = 14 - 12 = 2$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-2} = 0'01\ M$$

$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$

$c_0 \qquad\qquad c_0 \qquad c_0$

$$m = 0'01\ \frac{mol}{l} \cdot 0'250\ l \cdot \frac{40\ g}{1\ mol} = \boxed{0'1\ g\ NaOH}$$

(10) En las diluciones: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

$M_{HClO_4} = 100'5$

$$c_1 = \frac{65 \text{ g } HClO_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1'6 \text{ g disolución}}{1 \text{ ml disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } HClO_4}{100'5 \text{ g } HClO_4} \cdot \frac{1000 \text{ ml disolución}}{1 \text{ l disolución}} = 10'3 \text{ M}$$

$$c_2 = 10^{-pH_2} = 10^{-1} = 0'1 \text{ M}$$

$$V_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{c_2} = \frac{10'3 \cdot 1'5}{0'1} = \boxed{155 \text{ ml}}$$

(11)

$$\underset{c\cdot(1-\alpha)}{NH_3} + H_2O \rightleftharpoons \underset{c\cdot\alpha}{NH_4^+} + \underset{c\cdot\alpha}{OH^-}$$

* Nueva concentración inicial:

$$c = \frac{0'2 \cdot 0'050}{0'100} = 0'1 \text{ M}$$

$$k_b = \frac{c\cdot\alpha^2}{1-\alpha} \simeq c\alpha^2 = 1'8 \cdot 10^{-5}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1'8 \cdot 10^{-5}}{0'1}} = \boxed{0'0134}$$

$$[OH^-] = c \cdot \alpha = 0'1 \cdot 0'0134 = 1'34 \cdot 10^{-3}\ M$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (1'34 \cdot 10^{-3}) = 2'87$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2'87 = \boxed{11'13}$$

(12) $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

$$c_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{0'01 \cdot 100}{1000} = 10^{-3}\ M$$

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

c_2 $\quad$ c_2 $\quad$ c_2

$[OH^-] = 10^{-3}\ M$; $pOH = -\log [OH^-] =$

$= -\log 10^{-3} = 3$

$pH = 14 - pOH = 14 - 3 = \boxed{11}$

(13) * En las diluciones: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

$$V_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{c_2} = \frac{0'8 \cdot 80}{0'5} = 128 \text{ ml}$$

* Volumen de agua a añadir:

$V = 128 - 80 = \boxed{48 \text{ ml}}$

(14) * En las diluciones: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

$$c_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{0'5 \cdot 50}{50} = 0'05 \text{ M}$$

$$\underset{c_2}{HCl} + H_2O \rightarrow \underset{c_2}{H_3O^+} + \underset{c_2}{Cl^-}$$

$[H_3O^+] = 0'05 \text{ M}$

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0'05 = \boxed{1'30}$

(15) * En las diluciones: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

$$c_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_2}$$

$$c_1 = \frac{25 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1'09 \text{ g disolución}}{1 \text{ ml disolución}} \cdot$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ ml disolución}}{1 \text{ l disolución}} = 7'47 \text{ M}$$

$$c_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{7'47 \cdot 25}{250} = 0'747 \text{ M}$$

$$\underset{c_2}{HCl} + H_2O \longrightarrow \underset{c_2}{H_3O^+} + \underset{c_2}{Cl^-}$$

$$[H_3O^+] = [HCl] = c_2 = 0'747$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0'747 = \boxed{0'13}$$

(16) * Fórmula de las neutralizaciones:

$$v_a \cdot c_a \cdot V_a = v_b \cdot c_b \cdot V_b$$

$$V_b = \frac{v_a \cdot c_a \cdot V_a}{v_b \cdot c_b} = \frac{1 \cdot 0'2 \cdot 10}{1 \cdot 0'1} = \boxed{20 \text{ ml}}$$

(17) $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

* Moles de NaOH:

$$n = c \cdot V = 0'3 \frac{\text{mol}}{\ell} \cdot 0'050 \ell = 0'015 \text{ mol NaOH}$$

* Moles de HCl:

$$n = c \cdot V = 0'1 \frac{\text{mol}}{\ell} \cdot 0'050 \ell = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

* Moles en exceso de NaOH:

$$n = 0'015 - 5 \cdot 10^{-3} = 0'01 \text{ mol NaOH}$$

* Concentración final de NaOH:

$$[NaOH] = \frac{n}{V} = \frac{0'01}{0'1} = 0'1 \text{ M} = [OH^-]$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 10^{-1} = 1$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1 = \boxed{13}$$

(18) a) $Ca(OH)_2 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + 2\,H_2O$

b) * Para las neutralizaciones: $V_a \cdot c_a \cdot V_a = V_b \cdot c_b \cdot V_b$

$$V_b = \frac{V_a \cdot c_a \cdot V_a}{V_b \cdot c_b} = \frac{1 \cdot 0'1 \cdot 50}{2 \cdot 0'2} = \boxed{12'5\ ml}$$

(19) $2\,NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$

* Masa de NaOH que ha reaccionado:

$$m = 3\ \frac{mol\ H_2SO_4}{\ell} \cdot 0'050\ \ell \cdot \frac{2\ mol\ NaOH}{1\ mol\ H_2SO_4} \cdot \frac{40\ g\ NaOH}{1\ mol\ NaOH} = 12\ g\ NaOH$$

* Riqueza del producto:

$$\text{Porcentaje} = \frac{m \cdot 100}{m_T} = \frac{12 \cdot 100}{30} = \boxed{40\ \%}$$

(20) $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

ácido débil — base débil

$\boxed{\text{Neutro}}$

$NH_4NO_3 \longrightarrow NH_4^+ + NO_3^-$

ácido fuerte — base débil

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ **Ácido**

$K_2CO_3 \longrightarrow 2\,K^+ + CO_3^=$

ácido débil — base fuerte

$CO_3^= + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$ **Básico**

$CH_3-COONa \longrightarrow CH_3-COO^- + Na^+$

base fuerte — ácido débil

$CH_3-COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3-COOH + OH^-$ **Básico**

$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$

ácido fuerte — base débil

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ **Ácido**

$Na_2CO_3 \rightarrow 2\,Na^+ + CO_3^=$

ácido débil — base fuerte

$CO_3^= + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$ **Básico**

$NaCN \rightarrow Na^+ + CN^-$

ácido débil — base fuerte

$CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$ **Básico**

(21) $Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{++}(ac) + 2\,OH^-(ac)$

$\quad\quad\quad

b) $Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{++} + 2\ OH^-$

$s \qquad\qquad 2s + 0'01$

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

$0'01\ M \qquad 0'01\ M \qquad 0'01\ M$

$P_s = [Mg^{++}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s + 0'01)^2 \simeq$

$\simeq s \cdot 0'01^2 = 6'91 \cdot 10^{-12}$

$s = \dfrac{6'91 \cdot 10^{-12}}{10^{-4}} = \boxed{6'91 \cdot 10^{-8}\ M}$

(22) * Solubilidad en M:

$M = 89$

$s = 0'0032 \dfrac{g}{l} \cdot \dfrac{1\ mol}{89\ g} = 3'60 \cdot 10^{-5}\ M$

* Cálculo del producto de solubilidad:

$Mn(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mn^{++}(ac) + 2\ OH^-(ac)$

$s \qquad\qquad 2s$

$P_s = [Mn^{++}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$

$P_s = 4 \cdot s^3 = 4 \cdot (3'60 \cdot 10^{-5})^3 = 1'87 \cdot 10^{-13}$

* Concentración de OH^-:

Precipita si: $Q > P_s \Rightarrow [Mn^{++}] \cdot [OH^-]^2 \geq P_s$

$$[OH^-] \geq \sqrt{\frac{P_s}{[Mn^{++}]}} = \sqrt{\frac{1'87 \cdot 10^{-13}}{0'06}} =$$

$= 1'77 \cdot 10^{-6}$ M

* Cálculo del pH:

$pOH = -\log [OH^-] = -\log (1'77 \cdot 10^{-6}) = 5'75$

$pH = 14 - pOH = 14 - 5'75 = \boxed{8'25}$

(23) a) $Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{++}(ac) + 2\,OH^-(ac)$

$s \qquad\qquad 2s$

$P_s = [Mg^{++}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = \boxed{4 \cdot s^3 = P_s}$

b) $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

Según el efecto del ion común, cuando a una disolución de una sal poco soluble se le añade una sal soluble que tenga un

ion común con la anterior, la solubilidad de la sal poco soluble disminuye por el principio de Chatelier.

c) Aumentará la solubilidad del $Mg(OH)_2$. Al disminuir el pH, aumenta la concentración de H_3O^+ y disminuye la de OH^-; al disminuir la concentración de OH^-, el equilibrio:

$$Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{++}(ac) + 2\,OH^-(ac)$$

se desplaza hacia la derecha y se disuelve más $Mg(OH)_2$.

(24) a) $Ca(OH)_2(s) \rightleftharpoons Ca^{++}(ac) + 2\,OH^-(ac)$

$\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\quad s \qquad\qquad 2s$

$$P_s = [Ca^{++}]\cdot[OH^-]^2 = s\cdot(2s)^2 = 4\cdot s^3 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{P_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{5'5\cdot 10^{-6}}{4}} = \boxed{0'0111\ M}$$

b) * Cálculo del pH:

$[OH^-] = 2 \cdot s = 2 \cdot 0'0111 = 0'0222\ M$

$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0'0222 = 1'65$

$pH = 14 - pOH = 14 - 1'65 = \boxed{12'35}$

(25) a) $AgOH(s) \rightleftharpoons Ag^+(ac) + OH^-(ac)$

$s \qquad\qquad s$

$K_s = [Ag^+] \cdot [OH^-] = s \cdot s = s^2$

$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{2 \cdot 10^{-8}} = 1'41 \cdot 10^{-4} \frac{\cancel{mol}}{l} \cdot \frac{125\ g}{1\ \cancel{mol}} =$

$= \boxed{0'0176 \frac{g}{l}}$

b) * Concentración de H_3O^+:

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-13}\ M$

* Concentración de OH^-:

$[OH^-] = \frac{K_w}{(H_3O^+)} = \frac{10^{-14}}{10^{-13}} = 0'1\ M$

* Equilibrio de solubilidad:

$$Ag(OH)_s \rightleftharpoons Ag^+(ac) + OH^-(ac)$$

$$s \qquad s + 0'1 \simeq 0'1 \text{ M}$$

$$P_s = [Ag^+]\cdot[OH^-] = s\cdot 0'1 = 2\cdot 10^{-8} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{s = 2\cdot 10^{-7} \text{ M}}$$

(26) $\boxed{NaOH < KNO_3 < HNO_3}$

Las reacciones correspondientes son:

$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$: disolución básica

$KNO_3 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_3^-$: disolución neutra

ácido débil — base débil

Ni el K^+ ni el NO_3^- se hidrolizan, luego la disolución de KNO_3 es neutra.

$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$: disolución ácida.

(27) $HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$

Al añadir agua, su pH aumenta, pues la concentración de H_3O^+ disminuye. A mayor cantidad de agua, más tiende el pH a 7.

(28) * Reacciones:

$$NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$$

ácido fuerte — base débil

El NH_4^+ se hidroliza por ser un ácido fuerte.

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

La disolución resultante será ácida por la presencia de H_3O^+. Al añadir NH_3, el equilibrio tiende hacia la izquierda por el principio de Chatelier y la acidez disminuye. El principio de Chatelier dice que si cambiamos las condiciones de un equilibrio químico, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que compense al factor externo.

(29) Un anfótero es una sustancia que puede comportarse como ácido o como base. Según Brönsted-Lowry, se comporta como ácido si cede protones y como base si los acepta.

* Reacciones correspondientes:

- Como ácido:

$$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{=} + H_3O^+$$

- Como base:

$$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$$

(30) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$: básico

$SO_3^{=} + H_2O \rightleftharpoons HSO_3^- + OH^-$: básico

$CO_3^{=} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$: básico

$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$: ácido

Según Brönsted-Lowry, un ácido es una sustancia que cede protones y una base es una sustancia que los acepta.

(31) a) * Reacciones:

$$CH_3-COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3-COO^- + H_3O^+ \quad (1)$$

$$CH_3-COONa + H_2O \rightarrow CH_3-COO^- + Na^+ \quad (2)$$

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^- \quad (3)$$

En la reacción (2) aumenta la concentración de CH_3-COO^- y en la reacción (3) aumenta la concentración de H_3O^+. Por ambas razones, el equilibrio (1) se desplaza hacia la izquierda.

b) $$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^- \quad (4)$$

La reacción (2) hace que el equilibrio (1) se desplace a la izquierda y la reacción (4) hace que el equilibrio (1) se desplace hacia la derecha. Por ambas razones, la disolución amortiguadora modificará poco su pH.

(32) Falso. Un ácido débil es aquel que está poco disociado en agua. Aunque el grado de disociación, α, depende de la concentración inicial, c, α es siempre pequeño para un ácido débil, por definición, porque es un

electrólito débil y se disocia poco.

(33) Verdadero. Un ácido fuerte, por definición, es aquel que está prácticamente totalmente disociado.

$$HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$$

Lo está en disoluciones diluidas y concentradas.

(34) Según Brönsted-Lowry:

$$\text{ácido}_1 + \text{base}_2 \rightleftharpoons \text{base}_1 + \text{ácido}_2$$

$$CO_3^= + H_2O \rightleftharpoons \boxed{HCO_3^-} + OH^-$$

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons OH^- + \boxed{H_3O^+}$$

$$H_2O + NH_3 \rightleftharpoons OH^- + \boxed{NH_4^+}$$

$$H_2O + OH^- \rightleftharpoons OH^- + \boxed{H_2O}$$

(35) Según Brönsted-Lowry:

$$\text{ácido}_1 + \text{base}_2 \rightleftharpoons \text{base}_1 + \text{ácido}_2$$

$$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons \boxed{CO_3^=} + H_3O^+$$

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons \boxed{OH^-} + H_3O^+$$

$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons \boxed{HPO_4^=} + H_3O^+$$

$$H_3O^+ + H_2O \rightleftharpoons \boxed{H_2O} + H_3O^+$$

(36) a) En forma de tabla:

Disolución	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH
A	10^{-1} M	10^{-13} M	1	13
B	10^{-3} M	10^{-11} M	3	11
C	10^{-10} M	10^{-4} M	10	4
D	10^{-7} M	10^{-7} M	7	7

Luego: $\boxed{A < B < D < C}$

b) Ácidas: A y B. Por tener pH < 7.
Neutra: D. Por tener pH = 7.
Básicas: C. Por tener pH > 7.

(37) $\text{ácido}_1 + \text{base}_2 \rightleftharpoons \text{base}_1 + \text{ácido}_2$

a) $H_2O + CO_3^{=} \rightleftharpoons OH^- + HCO_3^-$

Pares conjugados: H_2O/OH^- y $CO_3^{=}/HCO_3^{=}$

b) $NH_4^+ + OH^- \rightleftharpoons NH_3 + H_2O$

Pares conjugados: NH_4^+/NH_3 y H_2O/OH^-

c) $H_2O + CN^- \rightleftharpoons OH^- + HCN$

Pares conjugados: H_2O/OH^- y HCN/CN^-.

d) $HCl + H_2O \rightleftharpoons Cl^- + H_3O^+$

Pares conjugados: HCl/Cl^- y H_3O^+/H_2O.

e) $H_2O + NH_3 \rightleftharpoons OH^- + NH_4^+$

Pares conjugados: H_2O/OH^- y NH_4^+/NH_3.

f) $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + OH^-$

Pares conjugados: NH_4^+/NH_3 y H_2O/OH^-.

g) $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{=} + H_3O^+$

Pares conjugados: $HCO_3^-/CO_3^{=}$ y H_3O^+/H_2O.

h) $H_2O + F^- \rightleftharpoons OH^- + HF$

Pares conjugados: H_2O/OH^- y HF/F^-.

i) $HSO_4^- + CO_3^= \rightleftharpoons SO_4^= + HCO_3^-$

Pares conjugados: $HSO_4^-/SO_4^=$ y $HCO_3^-/CO_3^=$.

j) $H_2CO_3 + NH_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + NH_4^+$

Pares conjugados: H_2CO_3/HCO_3^- y NH_4^+/NH_3.

k) $HSO_4^- + HCO_3^- \rightleftharpoons SO_4^= + H_2CO_3$

Pares conjugados: $HSO_4^-/SO_4^=$ y H_2CO_3/HCO_3^-.

l) $NH_4^+ + CO_3^= \rightleftharpoons NH_3 + HCO_3^-$

Pares conjugados: NH_4^+/NH_3 y $HCO_3^-/CO_3^=$.

(38) $NaOH < NH_3 < KNO_3 < CH_3-COOH < HNO_3$

$NaOH$: base fuerte.

NH_3: base débil.

KNO_3: sal neutra, no se hidroliza.

CH_3-COOH: ácido débil

HNO_3: ácido fuerte.

$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

$KNO_3 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_3^-$

$CH_3-COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3-COO^- + H_3O^+$

$HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$

(39) Si fuera fuerte:

$HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$

$c_0 \qquad\qquad c_0$

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log c_0 = -\log 5\cdot 10^{-3} = 2'30$

Luego sí, se trata de un ácido fuerte, pues la concentración de H_3O^+ es la misma que la inicial de HA.

(40) Disminuiría la concentración de H_3O^+ y aumentaría la de OH^-. Al principio, la concentración de H_3O^+ es 10^{-4} M. Al añadir agua, tiende a acercarse a 10^{-7} M. La de OH^- inicialmente es 10^{-10} M y, al añadir agua, tendería a 10^{-7} M.

(41) La concentración de H_3O^+ subiría y la de OH^- bajaría. Al principio, la concentración de H_3O^+ es 10^{-10} M y, al añadir agua, tendería a 10^{-7} M. Al principio, la concentración de OH^- es 10^{-4} M y, al añadir agua, tendería a 10^{-7} M.

(42) Según la teoría de Brönsted-Lowry, a un ácido fuerte le corresponde una base conjugada débil y a un ácido débil le corresponde una base conjugada fuerte.

$$\underset{\substack{\text{ácido}\\ \text{más fuerte}}}{HNO_2} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{base}\\ \text{más débil}}}{NO_2^-} + H_3O^+$$

$$\underset{\substack{\text{ácido}\\ \text{más débil}}}{HCN} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{base}\\ \text{más fuerte}}}{CN^-} + H_3O^+$$

CN^- es una base conjugada más fuerte que NO_2^-. La K_b se obtiene así: $K_b = \frac{K_w}{K_a}$. Cuanto menor la K_a, mayor la K_b. Cuanto más débil el ácido, más fuerte su base conjugada.

(43) Según Brönsted-Lowry, un ácido es una especie capaz de ceder protones y una base es una especie capaz de aceptarlos.

a) H_3O^+, HCl, HNO_3.

b) OH^-, NH_3.

c) HCO_3^-.

Justificación mediante reacciones químicas:

$\text{ácido}_1 + \text{base}_2 \rightleftharpoons \text{base}_1 + \text{ácido}_2$

$H_3O^+ + H_2O \rightleftharpoons H_2O + H_3O^+$

$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

$HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$

$H_2O + OH^- \rightleftharpoons OH^- + H_2O$

$H_2O + NH_3 \rightleftharpoons OH^- + NH_4^+$

$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{=} + H_3O^+$

$H_2O + HCO_3^- \rightleftharpoons OH^- + H_2CO_3$

(44) Falso. Cuanto más débil es un ácido, más alto y cercano a 7 estará su pH. Los ácidos tienen pHs entre 0 y 7, sin llegar a 7. Cuanto más ácido, más fuerte el ácido, mayor la concentración de H_3O^+ y más cercano estará su pH a 0.

(45) Verdadero.

$$HA + H_2O \longrightarrow A^- + H_3O^+$$

Según Brönsted-Lowry, un ácido es una sustancia que cede protones y una base es una sustancia que los acepta. Cuanto mayor sea la tendencia en romperse el enlace H-A, menor será la tendencia a formarse. Luego a ácido fuerte le corresponde base conjugada débil.
Otra forma de verlo: $K_b = \frac{K_w}{K_a}$; si K_a es grande, K_b es pequeño.

(46) Falso. Un ácido es fuerte porque el enlace H-A es débil y tiene tendencia a romperse. Un ácido es fuerte independientemente de su concentración.

(47) * Ionización de un ácido débil:

$$\underset{c\cdot(1-\alpha)}{HA} + H_2O \rightleftharpoons \underset{c\cdot\alpha}{A^-} + \underset{c\cdot\alpha}{H_3O^+}$$

* Constante de acidez:

$$K_a = \frac{[A^-]\cdot[H_3O^+]}{[HA]} = \frac{c\alpha\cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\cdot\alpha^2}{1-\alpha}$$

Falso. Cuanto menor es la K_a, el ácido es más débil, la concentración de H_3O^+ se acerca más a 10^{-7} M y el pH se acerca más a 7.

(48) Falso. El pH aumenta y su pH se aproxima más al del agua, 7. La concentración de H_3O^+ disminuye y la de OH^- aumenta. Ambas concentraciones tienden a la del agua pura: 10^{-7} M.

(49) $pH + pOH = 14$. En las disoluciones básicas, el pH está entre 7 y 14, luego su pOH estará comprendido entre 0 y 7. Verdadero.

(50) * Disociación de un ácido débil:

$$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$$

$c\cdot(1-\alpha)$ $\quad$ $c\cdot\alpha$ $\quad$ $c\cdot\alpha$

$$k_a = \frac{[A^-]\cdot[H_3O^+]}{[HA]} = \frac{c\alpha\cdot c\alpha}{c\cdot(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

Aproximemos para aclarar ideas: $k_a \simeq c\cdot\alpha^2 \Rightarrow$

$$\Rightarrow \alpha \simeq \sqrt{\frac{k_a}{c}}$$

Luego es verdadero. Como $\sqrt{c}$ es inversamente proporcional a α, al diluir disminuye c y aumenta α.

(51) * Disociación de un ácido débil:

$$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$$

$c_0\cdot(1-\alpha)$ $\quad$ $c_0\cdot\alpha$ $\quad$ $c_0\cdot\alpha$

$$k_a = \frac{[A^-]\cdot[H_3O^+]}{[HA]} = \frac{c_0\cdot\alpha\cdot c_0\cdot\alpha}{c_0\cdot(1-\alpha)} = \frac{c_0\cdot\alpha^2}{1-\alpha}$$

Para aclarar ideas: $k_a \simeq c_0\alpha^2 \Rightarrow \alpha \simeq \sqrt{\frac{k_a}{c_0}}$

Luego es falso. Si se diluye la disolución, α aumenta, la concentración de H_3O^+ disminuye y el pH aumenta.

$[H_3O^+] = c_0 \cdot \alpha$: c_0 disminuye y α aumenta, pero es más importante la bajada de c_0 que el aumento de α.

(52) Falso. Si se diluye lo bastante, su pH se aproxima cada vez más al del agua pura, es decir, a 7. Nunca podría alcanzar pH = 8 porque eso significaría que la disolución es básica y no puede superarse una concentración de OH^- de 10^{-7} M a base de añadir agua.

Si fuera un ácido fuerte tampoco, por la misma razón que antes. Al añadir agua, el pH tiende cada vez más a 7 (pH neutro) y no a pH = 8 (pH básico). El agua no puede aportar una concentración de OH^- superior a 10^{-7} M.

(53) Según Brönsted-Lowry:

$$\text{ácido}_1 + \text{base}_2 \rightleftharpoons \text{base}_1 + \text{ácido}_2$$

$$H_2O + ClO^- \rightleftharpoons OH^- + HClO$$

$$K_b = \frac{[OH^-]\cdot[HClO]}{[ClO^-]} = \frac{K_w}{K_a}$$

(54) $NaClO \xrightarrow{H_2O} Na^+ + ClO^-$

ácido débil — base fuerte

$$ClO^- + H_2O \rightleftharpoons HClO + OH^-$$

El ClO^- es una base fuerte, pues su ácido conjugado es débil. Al ser fuerte, se hidroliza y se obtiene OH^-, luego su disolución es básica.

(55) a) Falso. B es más débil que A. Cuanto menor es K_a, más débil es el ácido.

$$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$$

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

Cuanto menor es K_a, menos disociado está el ácido porque menor es la concentración de productos con respecto a la de reactivos.

b) Verdadero. Al ser el ácido A más fuerte que el B, A se disocia más que B, es un electrólito más fuerte, luego α es mayor.

c) Verdadero. Como B es menos fuerte que el A, será menos ácido y su pH es menos ácido. Un pH menos ácido está más cerca de 7.

(56) Una disolución amortiguadora es aquella que está formada por una de estas dos posibilidades:

* Ácido débil + sal de ácido débil.
* Base débil + sal de base débil.

a) Sí lo es porque es del primer tipo.

b) No, porque la sal no corresponde con el ácido.

c) Sí lo es porque es del segundo tipo.

(57) * Reacciones:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

$$CH_3-COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3-COO^- + H_3O^+$$

La de CH_3-COOH. El HCl es un ácido fuerte, pues está prácticamente totalmente disociado. El ácido acético es débil porque está parcialmente disociado. El ácido fuerte producirá un pH más bajo, es decir, más cercano a 0.

(58) Falso. La constante de disociación no depende de la concentración inicial, sólo depende de la sustancia y de la temperatura.

(59) Falso.

$$\underset{c_0(1-\alpha)}{HA} + H_2O \rightleftharpoons \underset{c_0\alpha}{H_3O^+} + \underset{c_0\alpha}{A^-}$$

$$k_a = \frac{[H_3O^+]\cdot[A^-]}{[HA]} = \frac{c_0\alpha \cdot c_0\alpha}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0\alpha^2}{1-\alpha}$$

Para aclarar ideas, supongamos esta aproximación: $k_a \simeq c_0\alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{k_a}{c_0}}$

k_a es una constante. Luego α es inversamente proporcional a $\sqrt{c_0}$, es decir, dependen el uno del otro. A mayor concentración inicial, menor grado de disociación.

El grado de disociación de un ácido fuerte es siempre 1, el máximo, independientemente de su concentración inicial.

(60) a) $\text{ácido}_1 + \text{base}_2 \rightleftharpoons \text{base}_1 + \text{ácido}_2$

$$\underset{\text{ácido}_1}{NH_4^+} + \underset{\text{base}_2}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{base}_1}{NH_3} + \underset{\text{ácido}_2}{H_3O^+}$$

b) El NaOH es un electrólito fuerte:

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

$$OH^- + H_3O^+ \rightarrow 2\,H_2O$$

El H_3O^+ se va consumiendo, luego, según Chatelier, el equilibrio se desplaza a la derecha y la concentración de NH_4^+ disminuye. El principio de Chatelier dice que cuando se modifican las condiciones de un equilibrio, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que compensa al agente externo.

c) Aumentaría la concentración de iones amonio. Si aumenta la concentración de H_3O^+, el equilibrio se desplaza a la izquierda según Chatelier, produciendo más iones NH_4^+. Si disminuye el pH, aumenta $[H_3O^+]$.

(61) a)

* Reacciones:

$Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{++}(ac) + 2\,OH^-(ac)$

$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$

Según el efecto del ion común, cuando a una disolución de una sal poco soluble se le añade una sal soluble con un ion común con la anterior, disminuye la solubilidad de la sal poco soluble.

b) Una disminución del pH implica un aumento en la concentración de H_3O^+ y una disminución en la de OH^-. Según Chatelier, el equilibrio de solubilidad se desplazaría hacia la derecha y se disolvería más $Mg(OH)_2$. Según el principio de Chatelier, cuando se altera una reacción en equilibrio, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que compense al agente externo. Luego aumentaría la solubilidad.

(62) $Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{++}(ac) + 2\,OH^-(ac)$

Esta sal se puede disolver si el equilibrio anterior se desplaza hacia la derecha. Lo mejor es añadir un ácido fuerte que reaccione con los iones OH^-, que los consuma y el equilibrio se desplazará a la derecha según Chatelier.

Por ejemplo: $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\,H_2O$

(63) a) * pH del HCl:

$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

0'5 M 0'5 M 0'5 M

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0'5 =$ **0'30**

* pH del CH_3-COOH:

$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$

$c\cdot(1-\alpha)$ $c\cdot\alpha$ $c\cdot\alpha$

$$K_a = \frac{c\cdot\alpha^2}{1-\alpha} \quad ; \quad c = 5\ M$$

$$1'8 \cdot 10^{-4} = \frac{5 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$

$$5\alpha^2 = 1'8 \cdot 10^{-4} - 1'8 \cdot 10^{-4} \cdot \alpha$$

$$5 \cdot \alpha^2 + 1'8 \cdot 10^{-4} \cdot \alpha - 1'8 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$\alpha = \frac{-1'8 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(1'8 \cdot 10^{-4})^2 + 4 \cdot 5 \cdot 1'8 \cdot 10^{-4}}}{2 \cdot 5} =$$

$$= 5'98 \cdot 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = c \cdot \alpha = 5 \cdot 5'98 \cdot 10^{-3} = 0'03 \ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0'03 = \boxed{1'52}$$

b) * En las diluciones: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

$$V_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{c_2} = \frac{0'5 \cdot 50}{0'03} = 833 \text{ ml}$$

* Volumen a añadir:

$$V = 833 - 50 = \boxed{783 \text{ ml}}$$

(64) a) * Concentraciones iniciales:

$$c_{HCl} = \frac{3'65\ g}{1\ l} \cdot \frac{1\ mol}{3'65\ g} = 0'1\ M$$

$$c_{NaOH} = \frac{20\ g}{1\ l} \cdot \frac{1\ mol}{40\ g} = 0'5\ M$$

$$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$$
$$0'1\ M \qquad\qquad 0'1\ M \quad 0'1\ M$$

$$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^-$$
$$0'5\ M \qquad\qquad 0'5\ M \quad 0'5\ M$$

* pH del HCl:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0'1 = \boxed{1}$$

* pH del NaOH:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0'5 = 0'30$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 0'30 = \boxed{13'70}$$

b) Habrá un exceso de NaOH.

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

* Moles en exceso de NaOH:

$$n = 0{,}5 \frac{mol}{\ell} \cdot 0{,}050\ \ell - 0{,}1 \frac{mol}{\ell} \cdot 0{,}050\ \ell =$$

$$= 0{,}02 \text{ mol } NaOH$$

* Concentración de OH^-:

$$[OH^-] = [NaOH] = \frac{0{,}02 \text{ mol}}{0{,}1\ \ell} = 0{,}2\ M$$

* pH final:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0{,}2 = 0{,}70$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 0{,}70 = \boxed{13{,}30}$$

(65) a) * Reacción de neutralización:

$$NaOH + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + H_2O$$

* Fórmula de las volumetrías:

$$v_a \cdot c_a \cdot V_a = v_b \cdot c_b \cdot V_b$$

* Volumen de NaOH:

$$V_b = \frac{v_a \cdot c_a \cdot V_a}{v_b \cdot c_b} = \frac{1 \cdot 0{,}5 \cdot 25}{1 \cdot 2} = \boxed{6{,}25 \text{ ml}}$$

b) El pH final será 7, el correspondiente a una disolución neutra. Los iones que se obtienen son débiles y no se hidrolizan:

Na^+: ácido débil.

NO_3^-: base débil.

(66) a) * Reacciones:

$$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$$

$$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$$

Son electrólitos fuertes, están totalmente disociados.

* Moles de NaCl:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1'5}{58'5} = 0'0256 \text{ mol NaCl}$$

* Concentraciones de los iones:

Cl^-: $\frac{0'05 \cdot 0'050 + 0'0256}{0'050} = \boxed{0'562 \text{ M}}$

H_3O^+: $\boxed{0'05 \text{ M}}$

Na^+: $\frac{0'0256}{0'050} = \boxed{0'512 \text{ M}}$

b) $pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0'05 = \boxed{1'30}$

(67) $BOH + H_2O \rightleftharpoons B^+ + OH^-$ (1)

$B^+ + H_2O \rightleftharpoons BOH + H_3O^+$ (2)

* Para la reacción (1):

$$K_b = \frac{[B^+] \cdot [OH^-]}{[BOH]}$$

* Para la reacción (2):

$$K_a = \frac{[BOH] \cdot [H_3O^+]}{[B^+]} = \frac{[BOH] \cdot [H_3O^+]}{[B^+]} \cdot \frac{[OH^-]}{[OH^-]} =$$

$$= \frac{[BOH]}{[B^+] \cdot [OH^-]} \cdot K_w = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{9 \cdot 10^{-7}} =$$

$$= \boxed{1'11 \cdot 10^{-8}}$$

(68) $pOH = 14 - pH = 14 - 5'34 =$ **8'66**

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5'34} =$ **$4'57 \cdot 10^{-6}$ M**

$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-8'66} =$ **$2'19 \cdot 10^{-9}$ M**

(69) a) * Reacción de disociación:

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$c \cdot (1-\alpha)$ $\quad$ $c \cdot \alpha$ $\quad$ $c \cdot \alpha$

* Concentración inicial de NH_3:

$$c = \frac{28\ \text{g}\ NH_3}{100\ \text{g disol.}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NH_3}{17\ \text{g}\ NH_3} \cdot \frac{0'90\ \text{g disol.}}{1\ \text{ml disol.}} \cdot \frac{1000\ \text{ml disol.}}{1\ \text{l disol.}} = 1'48\ \text{M}$$

* Cálculo de α:

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

Como K_b es muy pequeño, $1-\alpha \simeq 1 \Rightarrow K_b \simeq c \cdot \alpha^2$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}} = \sqrt{\frac{1'77 \cdot 10^{-5}}{148}} = 1'09 \cdot 10^{-3}$$

* Concentraciones en el equilibrio:

NH_3: $c \cdot (1-\alpha) = 148 \cdot (1 - 1'09 \cdot 10^{-3}) = \boxed{147\ M}$

NH_4^+: $c \cdot \alpha = 148 \cdot 1'09 \cdot 10^{-3} = \boxed{0'0161\ M}$

OH^-: $c \cdot \alpha = 148 \cdot 1'09 \cdot 10^{-3} = \boxed{0'0161\ M}$

* pH de la disolución:

$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0'0161 = 1'79$

$pH = 14 - pOH = 14 - 1'79 = \boxed{12'21}$

b) En las diluciones: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$:

* Cálculo del pOH:

$pOH = 14 - pH = 14 - 11'5 = 2'5$

* Concentración de OH^-:

$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-2'5} = 3'16 \cdot 10^{-3}\ M = c \cdot \alpha$

* Cálculo de α:

$$K_b = \frac{c \cdot \alpha^2}{1-\alpha} = \frac{[OH^-] \cdot \alpha}{1-\alpha} \simeq [OH^-] \cdot \alpha$$

$$\alpha \simeq \frac{K_b}{[OH^-]} = \frac{1'77 \cdot 10^{-5}}{316 \cdot 10^{-3}} = 560 \cdot 10^{-3}$$

* Concentración de base de la disolución final:

$$[OH^-] = c \cdot \alpha \Rightarrow c = \frac{[OH^-]}{\alpha} = \frac{316 \cdot 10^{-3}}{560 \cdot 10^{-3}} =$$

$$= 0'564 \ M$$

* Volumen de amoniaco comercial:

$$V_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{c_1} = \frac{0'564 \cdot 100}{148} = \boxed{381 \ ml}$$

Problemas tipo de reacciones redox.

① a)

$\overset{+1\ +6\ -2}{K_2Cr_2O_7} + \overset{+2\ +6\ -2}{FeSO_4} + \overset{+1\ +6\ -2}{H_2SO_4} \rightarrow$

$\rightarrow \overset{+3\ +6\ -2}{Fe_2(SO_4)_3} + \overset{+3\ +6\ -2}{Cr_2(SO_4)_3} + \overset{+1\ +6\ -2}{K_2SO_4} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$

$Cr_2O_7^{=} + 14\,H^+ + 6e^- \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O$

$6\cdot(Fe^{++} - 1e^- \rightarrow Fe^{3+})$

$Cr_2O_7^{=} + 6\,Fe^{++} + 14\,H^+ \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 6\,Fe^{3+} + 7\,H_2O$

$K_2Cr_2O_7 + 6\,FeSO_4 + 7\,H_2SO_4 \rightarrow$

$\rightarrow 3\,Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7\,H_2O$

b) $\overset{+1\ +5\ -2}{HNO_3} + \overset{+1\ -2}{H_2S} \rightarrow \overset{+2\ -2}{NO} + \overset{+1\ -2}{H_2O} + \overset{0}{S}$

$2\cdot(NO_3^- + 4\,H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2\,H_2O)$

$3\cdot(S^{=} - 2e^- \rightarrow S)$

$2\,NO_3^- + 3\,S^{=} + 8\,H^+ \rightarrow 2\,NO + 3\,S + 4\,H_2O$

$2\,HNO_3 + 3\,H_2S \rightarrow 2\,NO + 4\,H_2O + 3\,S$

c) $\overset{+4\ -2}{MnO_2} + \overset{+1\ -1}{HCl} \rightarrow \overset{+2\ -1}{MnCl_2} + \overset{0}{Cl_2} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$

$MnO_2 + 4\,H^+ + 2e^- \rightarrow Mn^{++} + 2\,H_2O$

$2\,Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2$

$MnO_2 + 2\,Cl^- + 4\,H^+ \rightarrow Mn^{++} + Cl_2 + 2H_2O$

$MnO_2 + \cancel{4}HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\,H_2O$

d) $\overset{+1\ -1}{NaBr} + \overset{+1\ +5\ -2}{HNO_3} \rightarrow \overset{0}{Br_2} + \overset{+4\ -2}{NO_2} + \overset{+1\ +5\ -2}{NaNO_3} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$

$2\,Br^- - 2e^- \rightarrow Br_2$

$2\cdot(NO_3^- + 2H^+ + 1e^- \rightarrow NO_2 + H_2O\ )$

$2\,Br^- + 2NO_3^- + 4\,H^+ \rightarrow Br_2 + 2\,NO_2 + 2\,H_2O$

$2NaBr + 4HNO_3 \rightarrow Br_2 + 2\,NO_2 + 2\,NaNO_3 + 2\,H_2O$

e) $\overset{+1\ -2}{Ag_2S} + \overset{+1\ +5\ -2}{HNO_3} \rightarrow \overset{0}{S} + \overset{+1\ -2}{H_2O} + \overset{+2\ -2}{NO} + \overset{+1\ +5\ -2}{AgNO_3}$

$3 \cdot (S^{=} - 2e^{-} \rightarrow S)$

$2 \cdot (NO_3^{-} + 4H^{+} + 3e^{-} \rightarrow NO + 2H_2O)$

$3S^{=} + 2NO_3^{-} + 8H^{+} \rightarrow 3S + 2NO + 4H_2O$

$3Ag_2S + 8HNO_3 \rightarrow 3S + 4H_2O + 2NO + 6AgNO_3$

f) $\overset{+1\ +7\ -2}{KMnO_4} + \overset{+1\ -1}{KI} + \overset{+1\ -2}{H_2O} \rightarrow \overset{+4\ -2}{MnO_2} + \overset{0}{I_2} + \overset{+1\ -2\ +1}{KOH}$

$2 \cdot (MnO_4^{-} + 2H_2O + 3e^{-} \rightarrow MnO_2 + 4OH^{-})$

$3 \cdot (2I^{-} - 2e^{-} \rightarrow I_2)$

$2MnO_4^{-} + 6I^{-} + 4H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 3I_2 + 8OH^{-}$

$2KMnO_4 + 6KI + 4H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 3I_2 + 8KOH$

g) $\overset{+1\ +4-2}{Na_2SO_3} + \overset{0}{I_2} + \overset{+1-2+1}{NaOH} \rightarrow \overset{+1-1}{NaI} + \overset{+1+6-2}{Na_2SO_4} + \overset{+1-2}{H_2O}$

$SO_3^= + 2\,OH^- - 2e^- \rightarrow SO_4^= + H_2O$

$I_2 + 2e^- \rightarrow 2\,I^-$

$SO_3^= + I_2 + 2\,OH^- \rightarrow SO_4^= + 2\,I^- + H_2O$

$Na_2SO_3 + I_2 + 2\,NaOH \rightarrow 2\,NaI + Na_2SO_4 + H_2O$

(2) Una reacción ocurre, es decir, es espontánea si el incremento de energía de Gibbs es negativo ($\Delta G^\circ < 0$) o, lo que es lo mismo, cuando su potencial es positivo ($E^\circ > 0$) pues: $\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$.

a) $Mg - 2e^- \rightarrow Mg^{++}$ $\quad +2'356\ V$

$Pb^{++} + 2e^- \rightarrow Pb$ $\quad -0'125\ V$

$Mg + Pb^{++} \rightarrow Mg^{++} + Pb$ $\quad +2'231\ V$

$E^\circ > 0 \Rightarrow$ **Sí**

b) $Sn - 2e^- \rightarrow Sn^{++}$ $+0'137$ V

$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ $0'00$ V

$Sn + 2H^+ \rightarrow Sn^{++} + H_2$ $+0'137$ V

$E^\circ > 0 \Rightarrow$ **Sí**

c) $SO_4^= + 4H^+ + 2e^- \rightarrow SO_2 + 2H_2O$ $+0'170$ V

$Sn^{++} - 2e^- \rightarrow Sn^{4+}$ $-0'154$ V

$SO_4^= + Sn^{++} + 4H^+ \rightarrow SO_2 + Sn^{4+} + 2H_2O$ $+0'016$ V

$E^\circ > 0 \Rightarrow$ **Sí**

(3) Una reacción ocurre, es decir, es espontánea si el incremento de energía de Gibbs es negativo ($\Delta G^\circ < 0$) o, lo que es lo mismo, cuando su potencial es positivo ($E^\circ > 0$) pues:

$\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$.

a) $2 \cdot (Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe)$ $-0'04$ V

$3 \cdot (Cu - 2e^- \rightarrow Cu^{++})$ $-0'34$ V

$2Fe^{3+} + 3Cu \rightarrow 2Fe + 3Cu^{++}$ $-0'38$ V

$E^\circ < 0 \Rightarrow \Delta G^\circ > 0 \Rightarrow$ **No**

b) $Fe^{++} + 2e^- \rightarrow Fe$ $\quad -0'41$ V

$Ni - 2e^- \rightarrow Ni^{++}$ $\quad +0'23$ V

$Fe^{++} + Ni \rightarrow Fe + Ni^{++}$ $\quad -0'18$ V

$E^\circ < 0 \Rightarrow \Delta G^\circ > 0 \Rightarrow$ **No**

c) $2 \cdot (Fe^{3+} + 1e^- \rightarrow Fe^{++})$ $\quad +0'77$ V

$Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{++}$ $\quad +0'76$ V

$Zn + 2\,Fe^{3+} \rightarrow Zn^{++} + 2\,Fe^{++}$ $\quad +1'53$ V

$E^\circ > 0 \Rightarrow \Delta G^\circ < 0 \Rightarrow$ **Sí**

(4) Una reacción ocurre, es decir, es espontánea si el incremento de energía de Gibbs es negativo ($\Delta G^\circ < 0$) o, lo que es lo mismo, cuando su potencial es positivo ($E^\circ > 0$) pues: $\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$.

a) $2\,H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ $\quad 0'00$ V

$Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{++}$ $\quad +0'44$ V

$Fe + 2H^+ \rightarrow Fe^{++} + H_2$ $\quad +0'44$ V

$E^\circ > 0 \Rightarrow \Delta G^\circ < 0 \Rightarrow$ **Sí**

b) $2\,H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ $\quad 0'00$ V

$Cu - 2e^- \rightarrow Cu^{++}$ $\quad -0'34$ V

$Cu + 2\,H^+ \rightarrow Cu^{++} + H_2$ $\quad -0'34$ V

$E^\circ < 0 \Rightarrow \Delta G^\circ > 0 \Rightarrow$ **No**

c) $Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{++}$ $\quad +0'44$ V

$Cu^{++} + 2e^- \rightarrow Cu$ $\quad +0'34$ V

$Fe + Cu^{++} \rightarrow Fe^{++} + Cu$ $\quad +0'78$ V

$E^\circ > 0 \Rightarrow \Delta G^\circ < 0 \Rightarrow$ **Sí** El hierro se disolverá y el cobre precipitará.

(5) Una reacción ocurre, es decir, es espontánea si el incremento de energía de Gibbs es negativo ($\Delta G^\circ < 0$) o, lo que es lo mismo, cuando su potencial es positivo ($E^\circ > 0$) pues: $\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$.

a) $Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{++}$ $\quad +0'44$ V

$Cu^{++} + 2e^- \rightarrow Cu$ $\quad +0'34$ V

$Fe + Cu^{++} \rightarrow Fe^{++} + Cu$ $\quad +0'78$ V

$E^\circ > 0 \Rightarrow \Delta G^\circ < 0 \Rightarrow$ Sí ocurrirá. El hierro se disolverá y el color azul del cobre disuelto desaparecerá porque precipitará cobre.

b) $Ni - 2e^- \rightarrow Ni^{++}$ $+0'24$ V

$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ $0'00$ V

$Ni + 2H^+ \rightarrow Ni^{++} + H_2$ $+0'24$ V

$E^\circ > 0 \Rightarrow \Delta G^\circ < 0 \Rightarrow$ Sí ocurrirá. El níquel se disolverá y se desprenderá hidrógeno.

c) $K - 1e^- \rightarrow K^+$ $+2'93$ V

$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ $0'00$ V

$K + 2H^+ \rightarrow K^+ + H_2$ $+2'93$ V

$E^\circ > 0 \Rightarrow \Delta G^\circ < 0 \Rightarrow$ Sí ocurrirá. El potasio reaccionará con los protones del agua y se disolverá con desprendimiento de hidrógeno.

(6) Una reacción ocurre de forma espontánea cuando su incremento de energía de Gibbs es negativo ($\Delta G^\circ < 0$) o, lo que es lo mismo, cuando su potencial es positivo ($E^\circ > 0$) pues: $\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$.

Una reacción redox no espontánea ($\Delta G^\circ > 0$) puede ocurrir si la sometemos a electrolisis. En estas reacciones: $\Delta G^\circ > 0 \Rightarrow E^\circ < 0$.

a) $Fe^{++} + 2e^- \rightarrow Fe$ $\quad -0'44\ V$

$Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{++}$ $\quad +0'77\ V$

$Fe^{++} + Zn \rightarrow Fe + Zn^{++}$ $\quad +0'33\ V$

$E > 0 \Rightarrow \Delta G < 0 \Rightarrow$ **Es espontánea**

b) $I_2 + 2e^- \rightarrow 2\ I^-$ $\quad +0'53\ V$

$2\cdot(Fe^{++} - 1e^- \rightarrow Fe^{3+})$ $\quad -0'77\ V$

$I_2 + 2\ Fe^{++} \rightarrow 2\ I^- + 2\ Fe^{3+}$ $\quad -0'24\ V$

$E < 0 \Rightarrow \Delta G > 0 \Rightarrow$ **No es espontánea. Ocurrirá por electrólisis**

c) $Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{++}$ $\quad +0'44\ V$

$2\cdot(Cr^{3+} + 1e^- \rightarrow Cr^{++})$ $\quad -0'42\ V$

$Fe + 2\ Cr^{3+} \rightarrow Fe^{++} + 2\ Cr^{++}$ $\quad +0'02\ V$

$E > 0 \Rightarrow \Delta G < 0 \Rightarrow$ **Es espontánea**

(7) $M_{Fe_2(SO_4)_3} = 400$; $M_{K_2Cr_2O_7} = 294$

$$m = 4\ g\ K_2Cr_2O_7 \cdot \frac{1\ mol\ K_2Cr_2O_7}{294\ g\ K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{1\ mol\ Fe_2(SO_4)_3}{1\ mol\ K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{400\ g\ Fe_2(SO_4)_3}{1\ mol\ Fe_2(SO_4)_3} \cdot \frac{75}{100} =$$

$$= \boxed{408\ g\ Fe_2(SO_4)_3}$$

(8) * Moles de HNO_3:

$$n = c \cdot V = 0'3\ \frac{mol}{\ell} \cdot 0'300\ \ell = 0'09\ mol\ HNO_3$$

* Moles de H_2S:

$$n_{H_2S} = 0'09\ mol\ HNO_3 \cdot \frac{3\ mol\ H_2S}{2\ mol\ HNO_3} = 0'135\ mol\ H_2S$$

* Volumen de H_2S:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0'135 \cdot 0'082 \cdot (273+70)}{\frac{800}{760}} = \boxed{3'61\ \ell\ H_2S}$$

* Moles de NO:

$$n_{NO} = 0'09\ mol\ HNO_3 \cdot \frac{2\ mol\ NO}{2\ mol\ HNO_3} = 0'09\ mol\ NO$$

* Volumen de NO:

$$V_{NO} = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0'09 \cdot 0'082 \cdot (273+70)}{\frac{800}{760}} = \boxed{2'41 \text{ l NO}}$$

(9) * Moles de HCl:

$$n = c \cdot V = 0'5 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 0'150 \text{ l} = 0'075 \text{ mol HCl}$$

* Moles de MnO_2:

$$n = 2 \text{ g mineral} \cdot \frac{75 \text{ g } MnO_2}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol } MnO_2}{87 \text{ g } MnO_2} =$$

$$= 0'0172 \text{ mol } MnO_2$$

* Reactivo limitante:

$$\frac{1 \text{ mol } MnO_2}{4 \text{ mol HCl}} = \frac{0'0172 \text{ mol } MnO_2}{x} ; \quad x = 0'0688 \text{ mol HCl}$$

$0'0688 \text{ mol HCl} < 0'075 \text{ mol HCl} \Rightarrow$ El HCl está en exceso.

El MnO_2 es el limitante.

* Moles de Cl_2:

$$n = 0'0172 \text{ mol } MnO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{1 \text{ mol } MnO_2} = 0'0172 \text{ mol } Cl_2$$

* Volumen de Cl_2:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'0172 \cdot 0'082 \cdot (273+20)}{\frac{700}{760}} = \boxed{0'449\ l\ Cl_2}$$

(10)

$$m_{Br_2} = 100\ \cancel{g\ NaBr} \cdot \frac{1\ \cancel{mol\ NaBr}}{103\ \cancel{g\ NaBr}} \cdot \frac{1\ \cancel{mol\ Br_2}}{2\ \cancel{mol\ NaBr}} \cdot \frac{160\ g\ Br_2}{1\ \cancel{mol\ Br_2}} = \boxed{77'7\ g\ Br_2}$$

(11) * Moles de $FeSO_4$:

$$n = c \cdot V = 1\ \frac{mol}{\cancel{l}} \cdot 0'025\ \cancel{l} = 0'025\ mol\ FeSO_4$$

* Masa obtenida de $KClO_3$:

$$m = 0'025\ \cancel{mol\ FeSO_4} \cdot \frac{2\ \cancel{mol\ KClO_3}}{3\ \cancel{mol\ FeSO_4}} \cdot \frac{122'5\ g\ KClO_3}{1\ \cancel{mol\ KClO_3}} =$$

$$= 2'04\ g\ KClO_3$$

* Riqueza de la muestra:

$$Riqueza = \frac{m_{sustancia} \cdot 100}{m_{total}} = \frac{2'04 \cdot 100}{3} = \boxed{68'1\ \%}$$

(12) a) Reducción: $Hg^{++} + 2e^- \rightarrow Hg$ $+0'95\ V$

Oxidación: $Cu - 2e^- \rightarrow Cu^{++}$ $-0'34\ V$

Total: $Hg^{++} + Cu \rightarrow Hg + Cu^{++}$ $+0'61\ V$

b) En el ánodo ocurre la oxidación y en el cátodo la reducción. El electrodo Cu/Cu^{++} es el ánodo y el electrodo Hg^{++}/Hg es el cátodo.

c)

$$Hg^{++} + 2e^- \rightarrow Hg \qquad +0'95\ V$$
$$Cu - 2e^- \rightarrow Cu^{++} \qquad -0'34\ V$$

$$Hg^{++} + Cu \rightarrow Hg + Cu^{++} \qquad +0'61\ V$$

$\boxed{E = +0'61\ V}$

d)

$\ominus\ Cu \mid Cu^{++} \parallel Hg^{++} \mid Hg\ \oplus$

(13) a) $Mg - 2e^- \rightarrow Mg^{++}$ $+2'36\ V$

$2\cdot(Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag)$ $+0'80\ V$

$Mg + 2\,Ag^+ \rightarrow Mg^{++} + 2\,Ag$ $+3'16\ V$

$\boxed{E^\circ = +3'16\ V}$

b) $Mg - 2e^- \rightarrow Mg^{++}$

$2\cdot(Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag)$

$\boxed{Mg + 2\,Ag^+ \rightarrow Mg^{++} + 2\,Ag}$

c) El ánodo es negativo y el cátodo es positivo. El ánodo es Mg/Mg^{++} y el cátodo es Ag^+/Ag.

(14) a) $2\cdot(Al - 3e^- \rightarrow Al^{3+})$ $+1'67\ V$

$3\cdot(Cu^{++} + 2e^- \rightarrow Cu)$ $+0'35\ V$

$2\,Al + 3\,Cu^{++} \rightarrow 2\,Al^{3+} + 3\,Cu$ $+2'02\ V$

En el ánodo ocurre la oxidación (pérdida de electrones) y en el cátodo ocurre la reducción (ganancia de electrones).

Ánodo: $Al - 3e^- \rightarrow Al^{3+}$

Cátodo: $Cu^{++} + 2e^- \rightarrow Cu$

b) (−) $Al \mid Al^{3+}(1M) \parallel Cu^{++}(1M) \mid Cu$ (+)

$2\,(Al - 3e^- \rightarrow Al^{3+})$ $\quad +1'67\ V$

$3\cdot(Cu^{++} + 2e^- \rightarrow Cu)$ $\quad +0'35\ V$

$2Al + 3Cu^{++} \rightarrow 2Al^{3+} + 3Cu$ $\quad +2'02\ V$

$\boxed{E^o = +2'02\ V}$

(15) a) $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$ $\quad +1'36\ V$

$Cu - 2e^- \rightarrow Cu^{++}$ $\quad -0'34\ V$

$\boxed{Cl_2 + Cu \rightarrow 2Cl^- + Cu^{++}}$ $\quad +1'02\ V$

b) En el ánodo ocurre la oxidación (pérdida de electrones) y en el cátodo ocurre la reducción (ganancia de electrones). El Cl_2/Cl^- es el cátodo y el Cu/Cu^{++} es el ánodo.

c) $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$ $\quad +1'36\ V$

$Cu - 2e^- \rightarrow Cu^{++}$ $\quad -0'34\ V$

$Cl_2 + Cu \rightarrow 2Cl^- + Cu^{++}$ $\quad +1'02\ V$

$\boxed{E^o = +1'02\ V}$

(16) a) $2\cdot(Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag)$ $+0'80$ V

$Ni - 2e^- \rightarrow Ni^{++}$ $+0'25$ V

$2Ag^+ + Ni \rightarrow 2Ag + Ni^{++}$ $+1'05$ V

$\boxed{E^\circ = +1'05 \text{ V}}$

b) $\ominus$ $Ni \mid Ni^{++} \,\|\, Ag^+ \mid Ag$ $\oplus$

$2\cdot(Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag)$

$Ni - 2e^- \rightarrow Ni^{++}$

$2Ag^+ + Ni \rightarrow 2Ag + Ni^{++}$

(17) a) * Reacción: $Zn^{++} + 2e^- \rightarrow Zn$

* Cantidad de electricidad:

$Q = I \cdot t = 1'87 \cdot 425 \cdot 60 = 4768'5$ C

* Masa de Zn depositada:

$$m_{Zn} = 4768'5 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol } e^-} \cdot \frac{65'4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = \boxed{1'62 \text{ g Zn}}$$

b) * Reacciones:

$$KI \xrightarrow{H_2O} K^+ + I^-$$

$$2\,I^- - 2e^- \rightarrow I_2$$

* Cantidad de corriente:

$$Q = 2'79\ \cancel{g\ I_2} \cdot \frac{1\ \cancel{mol\ I_2}}{254\ \cancel{g\ I_2}} \cdot \frac{2\ \cancel{mol\ e^-}}{1\ \cancel{mol\ I_2}} \cdot \frac{96500\ C}{1\ \cancel{mol\ e^-}} =$$

$$= 2120\ C$$

* Tiempo necesario:

$$I = \frac{Q}{t} \Rightarrow t = \frac{Q}{I} = \frac{2120}{1'75} = \boxed{1211\ s = 20\ min\ 11\ s}$$

(18) a) * Reacciones:

$$NaCl \xrightarrow{calor} Na^+ + Cl^-$$

Cátodo: $2(Na^+ + 1e^- \rightarrow Na)$ $\quad -2'71\ V$

Ánodo: $2\,Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2$ $\quad -1'36\ V$

Global: $2\,Na^+ + 2\,Cl^- \rightarrow 2\,Na + Cl_2$ $\quad -4'07\ V$

$$\boxed{E^\circ = -4'07\ V}$$

b) * Cantidad de corriente:

$$Q = I \cdot t = 6 \cdot 3600 = 21600\ C$$

* Masa de sodio obtenida:

$$m_{Na} = 21600\ \cancel{C} \cdot \frac{1\ mol\ e^-}{96500\ \cancel{C}} \cdot \frac{1\ mol\ \cancel{Na}}{1\ mol\ \cancel{e^-}} \cdot \frac{23\ g\ Na}{1\ mol\ \cancel{Na}} = \boxed{5'15\ g\ Na}$$

* Moles de Cl_2 desprendidos:

$$n_{Cl_2} = 21600\ \cancel{C} \cdot \frac{1\ mol\ \cancel{e^-}}{96500\ \cancel{C}} \cdot \frac{1\ mol\ Cl_2}{2\ mol\ \cancel{e^-}} =$$

$$= 0'112\ mol\ Cl_2$$

* Volumen de Cl_2 desprendido:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0'112 \cdot 0'082 \cdot 273}{1} = \boxed{2'51\ l\ Cl_2}$$

(19) a) * Reacciones:

$$Al_2(SO_4)_3 \xrightarrow{H_2O} 2\,Al^{3+} + 3\,SO_4^{=}$$

$$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$$

* Cantidad de corriente: $Q = I \cdot t = 8 \cdot 2 \cdot 3600 = 57.600\,C$

* Masa de aluminio depositada:

$$m_{Al} = 57600\,\not{C} \cdot \frac{1\ mol\ \not{e^-}}{96500\,\not{C}} \cdot \frac{1\ mol\ Al}{3\ \not{mol}\ e^-} \cdot \frac{27\,g\,Al}{1\ mol\ Al} =$$

$$= \boxed{5'37\ g\ Al}$$

b) * Reacciones posibles:

$$Cu_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2\,Cu^{+} + SO_4^{=}$$

$$CuSO_4 \xrightarrow{H_2O} Cu^{++} + SO_4^{=}$$

$$Cu^{+} + 1e^- \rightarrow Cu$$

$$Cu^{++} + 2e^- \rightarrow Cu$$

* Masa de cobre depositada:

$$m_{Cu} = 57600\,\not{C} \cdot \frac{1\ \not{mol}\ e^-}{96500\,\not{C}} \cdot \frac{1\ mol\ \not{Cu}}{x\ \not{mol}\ e^-} \cdot$$

$$\cdot \frac{63'5\,g\,Cu}{1\ mol\ \not{Cu}} = 18'95\,g\,Cu \Rightarrow \frac{37'9}{x} = 18'95 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow x = \frac{37'9}{18'95} \simeq \boxed{+2}$$ Estado de oxidación: +2

(20) a) * Reacciones:

$$AuCl_3 \xrightarrow{H_2O} Au^{3+} + 3\,Cl^-$$

$$Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$$

$$2\,Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2$$

* Cantidad de electricidad:

$$Q = 0'1 \frac{mol\,AuCl_3}{\ell} 1\,\ell \cdot \frac{1\,mol\,Au^{3+}}{1\,mol\,AuCl_3} \cdot \frac{3\,mol\,e^-}{1\,mol\,Au^{3+}} \cdot \frac{96500\,C}{1\,mol\,e^-} = \boxed{28950\,C}$$

b) * Moles de Cl_2 obtenidos:

$$n_{Cl_2} = 28950\,\cancel{C} \cdot \frac{1\,mol\,e^-}{96500\,\cancel{C}} \cdot \frac{1\,mol\,Cl_2}{2\,mol\,e^-} =$$

$$= 0'15\,mol\,Cl_2$$

* Volumen de Cl_2 desprendido:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0'15 \cdot 0'082 \cdot 298}{\frac{740}{760}} = \boxed{3'76\,\ell\,Cl_2}$$

(21) a) * Reacción: $Cu^{++} + 2e^- \rightarrow Cu$

* Cantidad de corriente:

$$Q = 1'82\ g\,Cu \cdot \frac{1\ mol\,Cu}{63'5\ g\,Cu} \cdot \frac{2\ mol\ e^-}{1\ mol\,Cu} \cdot$$

$$\cdot \frac{96500\ C}{1\ mol\ e^-} = 5532\ C$$

* Intensidad de corriente:

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{5532\ C}{1h\ 50\ min} = \frac{5532}{6600} = \boxed{0'838\ A}$$

b) Un Faraday es la carga de un mol e electrones, luego:

$$F = N_A \cdot e \Rightarrow e = \frac{F}{N_A} = \frac{96500}{6'022 \cdot 10^{23}} =$$

$$= \boxed{1'602 \cdot 10^{-19}\ C}$$

(22) a) Una reacción puede ocurrir, es decir, es espontánea, si su energía libre de Gibbs es negativa ($\Delta G^\circ < 0$) o, lo que es lo mismo, su potencial estándar es positivo ($E^\circ > 0$), pues: $\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$.

$$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2\,Cl^- \qquad +1'36\ V$$
$$2\cdot(Fe^{++} - 1e^- \rightarrow Fe^{3+}) \qquad -0'77\ V$$

$$Cl_2 + 2\,Fe^{++} \rightarrow 2\,Cl^- + 2Fe^{3+} \qquad +0'59\ V$$

$E^\circ > 0 \Rightarrow \Delta G < 0 \Rightarrow$ **Sí, lo oxidará**

b)
$$Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{++} \qquad +0'76\ V$$
$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2 \qquad 0'00\ V$$

$$Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{++} + H_2 \qquad +0'76\ V$$

$E^\circ = +0'76\ V$

c)
$$Cd - 2e^- \rightarrow Cd^{++} \qquad -E^\circ_{Cd^{++}/Cd}$$
$$Cu^{++} + 2e^- \rightarrow Cu \qquad +0'34\ V$$

$$Cd + Cu^{++} \rightarrow Cd^{++} + Cu \qquad +0'743\ V$$

$$-E^\circ_{Cd^{++}/Cd} + 0'34 = +0'743 \Rightarrow \boxed{E^\circ_{Cd^{++}/Cd} = -0'403\ V}$$

(23) a) Habría que elegir los pares redox cuyos potenciales estén lo más alejados posible numéricamente. Después, el más pequeño de esos pares será de oxidación y le cambiaremos el signo. Los pares serían: Fe^{++}/Fe y Ag^+/Ag.

$2\cdot(Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag)$ $\quad +0'80$ V

$Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{++}$ $\quad +0'44$ V

$2\,Ag^+ + Fe \rightarrow 2\,Ag + Fe^{++}$ $\quad +1'24$ V

$\boxed{E^\circ = +1'24 \text{ V}}$

b) $2\cdot(Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag)$ $\quad +0'80$ V

$Pb - 2e^- \rightarrow Pb^{++}$ $\quad +0'13$ V

$\boxed{2\,Ag^+ + Pb \rightarrow 2\,Ag + Pb^{++}}$ $\quad +0'93$ V

c) El oxidante es la especie que se reduce. El más oxidante es el que más se reduce, es decir, el que tenga el mayor potencial de reducción. $\boxed{\text{El } Ag^+}$.

(24) a)

Reducción: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{++} + 4H_2O$

Oxidación: $2H_2O - 2e^- \rightarrow H_2O_2 + 2H^+$

La reducción es ganancia de electrones y la oxidación es la pérdida de electrones.

b) El oxidante se reduce y el reductor se oxida.

Oxidante: MnO_4^-

Reductor: H_2O

c) Una reacción es espontánea si su energía libre de Gibbs es negativa ($\Delta G < 0$) o, lo que es lo mismo, su potencial es positivo ($E^\circ > 0$), pues: $\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$.

$2 \cdot (MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{++} + 4H_2O)$ $+1'51$ V

$5 \cdot (2H_2O - 2e^- \rightarrow H_2O_2 + 2H^+)$ $-1'76$ V

$2MnO_4^- + 10H_2O + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{++} + 5H_2O_2 + 8H_2O + 10H^+$

$2MnO_4^- + 2H_2O + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{++} + 5H_2O_2$

$E^\circ = +1'51 - 1'76 = -0'25$ V $< 0 \Rightarrow \Delta G^\circ > 0 \Rightarrow$

$\Rightarrow$ **No es espontánea**

(25) a) El oxidante se reduce y el reductor se oxida. El oxidante más es el de mayor potencial de reducción, es decir, el Cl_2. El más reductor es la especie reducida del par redox con menor potencial de reducción, es decir, el K.

b) La pila de mayor voltaje será aquella que tenga los potenciales de reducción de sus pares redox más distanciados. Son el Cl_2/Cl^- y el K^+/K.

$$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2\,Cl^- \qquad +1'36\ V$$
$$2\cdot(K - 1e^- \rightarrow K^+) \qquad +2'92\ V$$
$$Cl_2 + 2K \rightarrow 2\,Cl^- + 2\,K^+ \qquad +4'28\ V$$

c) En el cátodo ocurre la reducción y en el ánodo la oxidación:

Cátodo: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2\,Cl^-$

Ánodo: $K - 1e^- \rightarrow K^+$

(26) a) El oxidante se reduce y el reductor se oxida. El más oxidante es el que más se reduce, es decir, el de mayor potencial de reducción: el Ag^+. El más reductor es el que más se oxida, es decir, la especie reducida del par redox de menor potencial de reducción: el Mg.

b) Una reacción es espontánea cuando su energía libre de Gibbs es negativa ($\Delta G^\circ < 0$) o, lo que es lo mismo, su potencial es positivo ($E^\circ > 0$), pues: $\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$.

Todas esas sales son electrólitos fuertes y darán lugar a los siguientes iones en disolución: Ag^+, Cu^{++}, Fe^{++} y Mg^{++}. La semirreacción del plomo sería:

$$Pb - 2e^- \rightarrow Pb^{++} \qquad -0'14\ V$$

Para que la reacción sea espontánea, el potencial de reducción de la otra especie tiene que ser superior a 0'14 V. Esto ocurre en el caso de Ag^+ y Cu^{++}.

Problemas de Química Orgánica

① a)

$$CH_2=CH-CH_2Cl + H_2 \xrightarrow[o\ Pd]{Pt} CH_3-CH_2-CH_2Cl$$

b) $CH_2=CH-CH_2Cl + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl-CHCl-CH_2Cl$

c) $CH_2=CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3-CH_2OH$

d) $CH_3-CH_2OH + H_2SO_4\,(conc.) \rightarrow CH_2=CH_2 + H_2O$

e) $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br-CH_2Br$

f) $CH_3-CHCl-CH_3 \xrightarrow[Etanol]{KOH} CH_3-CH=CH_2 + HCl$

g) $2\,CH_3-CH=CH_2 + 9\,O_2 \rightarrow 6\,CO_2 + 6\,H_2O$

h) $CH_3-CH=CH_2 + HCl \rightarrow CH_3-CHCl-CH_3$

i) $HC\equiv CH + 2\,Br_2 \rightarrow CHBr_2-CHBr_2$

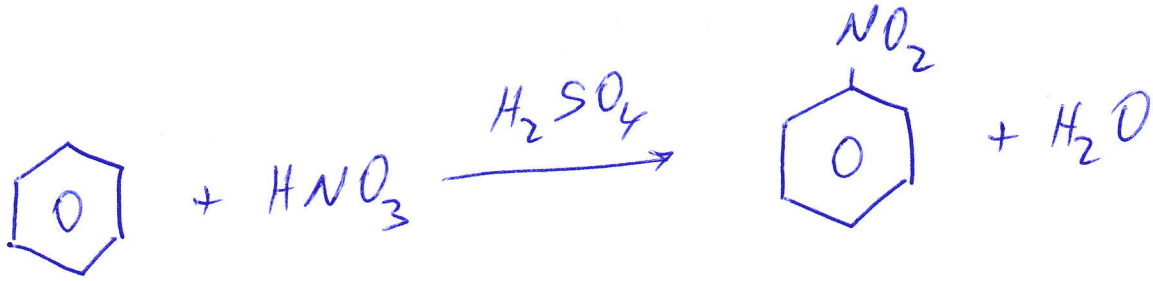
j) $CH_3-C\equiv CH + HCl \rightarrow CH_3-CCl=CH_2$

k) $CH_2=CH-CH_3 + H_2O \xrightarrow{H^+} CH_3-CHOH-CH_3$

l) $CH_3-CH_2-CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{luz} CH_3-CH_2-CH_2Cl + CH_3-CHCl-CH_3 + HCl$

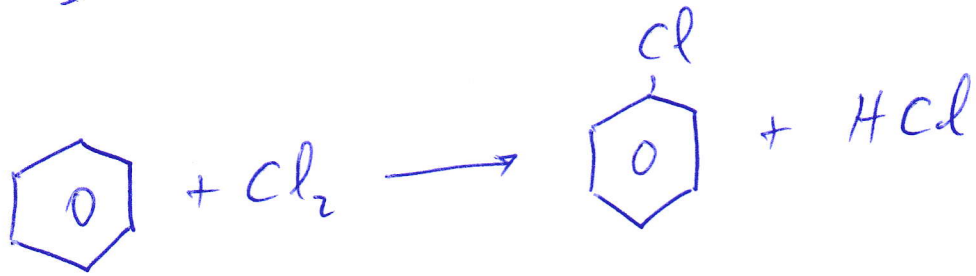
m) $CH_3-CH_2-CH_2Br \xrightarrow[EtOH]{KOH} CH_3-CH=CH_2 + HBr$

n) $CH_3-CH_2-CH_2OH \xrightarrow[calor]{H_2SO_4} CH_3-CH=CH_2 + H_2O$

ñ) 

o) $CH_3-CH_2-COOH + CH_3OH \rightarrow$

$\rightarrow CH_3-CH_2-COO-CH_3 + H_2O$

p) 

(2) a) Alqueno + HX → RX

$CH_3-CH=CH-CH_3 + HBr \rightarrow CH_3-CH_2-CHBr-CH_3$

but-2-eno 2-bromobutano

b) Hidrocarburo + $O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

$C_4H_8 + O_2 \rightarrow 4CO_2 + 4H_2O$

c) Alqueno + $H_2 \xrightarrow[Pt]{Pd\ o} Alcano$

$CH_3-CH=CH-CH_3 + H_2 \xrightarrow[Pt]{Pd\ o} CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

(3) a) Alquino + $H_2 \xrightarrow[Pt]{Pd\ o}$ alqueno

$HC \equiv C - CH_2 - CH_3 + H_2 \xrightarrow[Pt]{Pd\ o} CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$

but-1-ino → but-1-eno

b) Alquino + 2 Br_2 → Derivado tetra halogenado

$HC \equiv C - CH_2 - CH_3 + 2\ Br_2 \rightarrow CHBr_2 - CBr_2 - CH_2 - CH_3$

1,1,2,2-tetrabromobutano

c) Alquino + HX → haluro de alquenilo

$HC \equiv C - CH_2 - CH_3 + HCl \rightarrow CH_2 = CCl - CH_2 - CH_3$

2-cloro but-1-eno

(4) a) Alqueno + HBr → R-X

$CH_3 - CH = CH_2 + HBr \rightarrow CH_3 - CHBr - CH_3$

Propeno → 2-bromopropano

b) $2\ C_3H_6 + 9\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$

Hidrocarburo + $O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

c) Alqueno + $H_2 \xrightarrow[Pt]{Pd\ o}$ Alcano

$CH_3 - CH = CH_2 + H_2 \xrightarrow[Pt]{Pd\ o} CH_3 - CH_2 - CH_3$

Propeno → Propano

(5) a) Alqueno + X_2 → Derivado dihalogenado

$CH_3 - CH = CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_3 - CHCl - CH_2Cl$

Propeno — 1,2-dicloropropano

b) Alcano + $X_2 \xrightarrow{luz} R-X + HX$

$CH_3 - CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{luz} CH_3 - CH_2Cl + HCl$

Etano — Cloroetano

c) $R-X \xrightarrow[\text{etanol}]{KOH}$ Alqueno + HX

$CH_3 - CH_2 - CH_2Cl \xrightarrow[\text{etanol}]{KOH} CH_3 - CH = CH_2 + HCl$

1-cloropropano — propeno

(6) a) Hidrocarburo + $O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3 + 8\,O_2 \rightarrow 5\,CO_2 + 6\,H_2O$

b) Alqueno + $H_2 \xrightarrow[Pt]{Pd\ o}$ Alcano

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH = CH_2 + H_2 \xrightarrow[Pt]{Pd\ o} CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

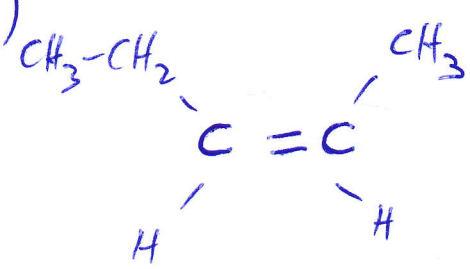
pent-1-eno — pentano

c) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{luz} CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2Cl +$

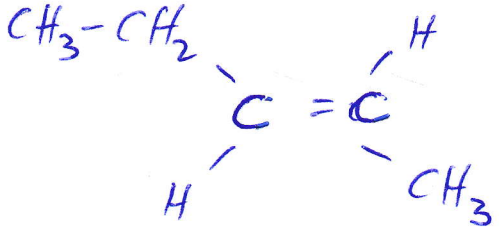
1-cloropentano

$+ HCl$

(7) a)



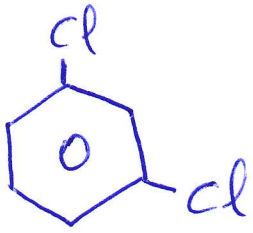
cis



trans

b) $CH_3-CH_2-CH_2OH$: propan-1-ol

c)



m-diclorobenceno

(8) a) $CH_3-C(CH_3)=CH_2$: metilpropeno

b) $CH_3-CH_2-CH_2OH$: propan-1-ol

c) $CH_3-CH_2-CH_2-CO-CH_2-CH_3$

hexan-3-ona

(9) a) De posición, porque cambia la posición del grupo funcional.

b) De función, porque cambia el grupo funcional.

c) De cadena, porque cambia la estructura de la cadena carbonada.

(10) a) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2OH$

pentan-1-ol

$CH_3-CH_2-CH_2-CHOH-CH_3$

pentan-2-ol

$CH_3-CH_2-CHOH-CH_2-CH_3$

pentan-3-ol

b) $CH_3-(CH_2)_6-CH_3$

octano

$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH(CH_3)-CH_3$

2-metilheptano

$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$

3-metilheptano

(11) a) De función. Es aquella que tienen compuestos con la misma fórmula molecular y distinto grupo funcional.

$CH_3 - CH_2 - CHO$

propanal

b) De cadena. Es aquella que tienen compuestos con la misma fórmula molecular y distinta estructura de la cadena carbonada.

$$CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_3$$

metilpropano

c) De función. Es aquella que tienen compuestos con la misma fórmula molecular y distinto grupo funcional.

$CH_3 - O - CHF - CHO$ $\qquad$ $CH_3 - CHF - O - CHO$

(12) a) CH_3-CH_3 y $CH_2=CH_2$

etano eteno

b) CH_3-CH_2OH

Etanol

Porque forma puentes de hidrógeno con el agua.

c) CH_3-CH_2OH

Etanol

La ebullición es el paso de líquido a gas. Cuando esto ocurre, se rompen fuerzas intermoleculares. Cuanto más intensas las fuerzas intermoleculares, más alto el punto de ebullición. En el etanol, las fuerzas intermoleculares son puentes de hidrógeno, que son más intensas que las fuerzas de van der Waals del etano y del eteno.

(13) CH_3-CH_3 ; CH_3OH ; $CH_2=CH-CH_3$

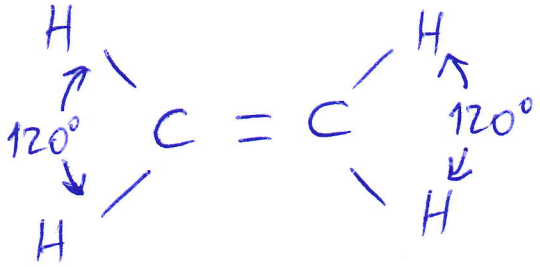
etano metanol propeno

a) El etano y el propeno son insolubles en agua, pues son moléculas apolares y el agua es polar.

El metanol es soluble en agua porque es polar, igual que el agua y porque forma puentes de hidrógeno con el agua.

b) El etano y el propeno.

(14) a)



Plana

b) La hibridación es sp^2.

C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$



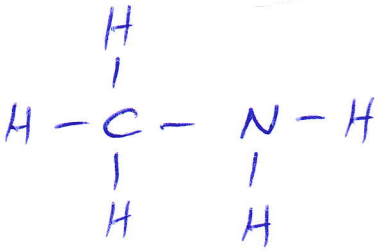
1 O.A. s + 2 O.A. p = 3 O.H. sp^2

El orbital p libre del C es para formar enlace doble con el otro C por solapamiento lateral.

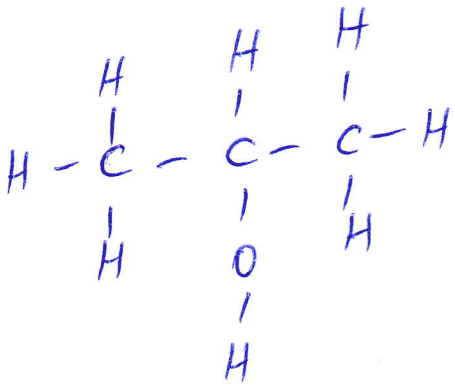
15 * Etino: $HC \equiv CH$

$$H-C \equiv C-H$$

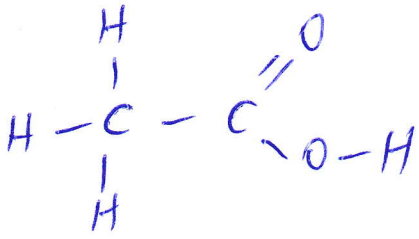
* Una amina primaria: CH_3-NH_2
Metanamina



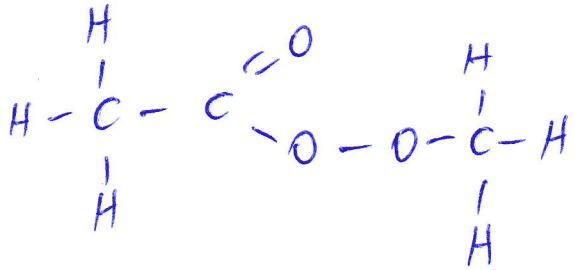
* Un alcohol secundario: $CH_3-CHOH-CH_3$
propan-2-ol



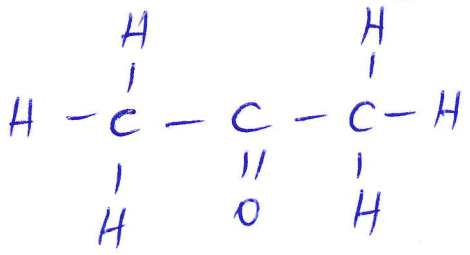
* Un ácido: CH_3-COOH : ácido acético



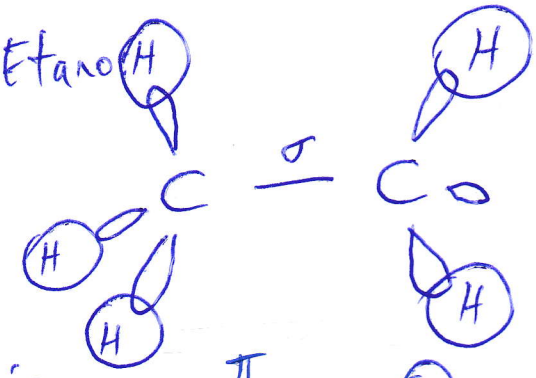
* Un éster: $CH_3-COO-CH_3$: etanoato de metilo



* Una cetona: $CH_3-CO-CH_3$: propanona

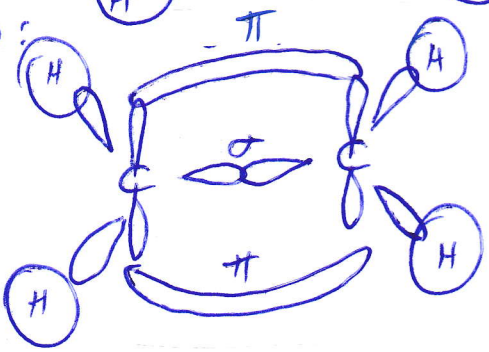


(16) * Etano



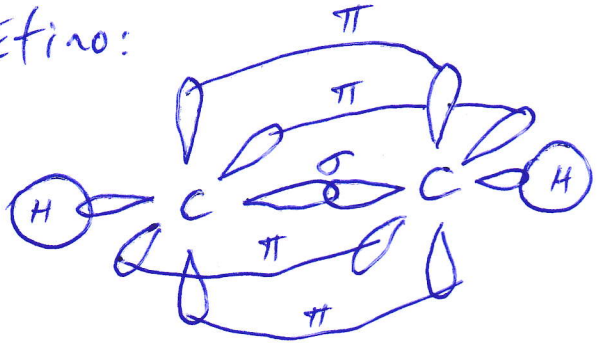
orbitales híbridos sp^3

* Eteno:



orbitales híbridos sp^2

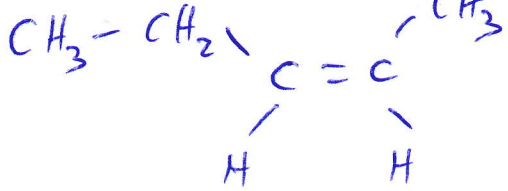
* Etino:



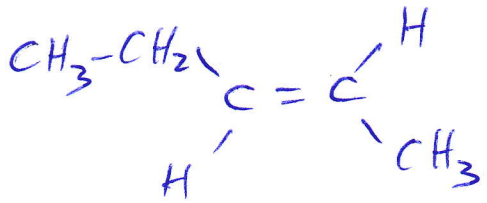
orbitales híbridos sp

(17) a) $CH_3-\overset{*}{C}HOH-CH_2-CH_3$: butan-2-ol

b)



cis-pent-2-eno



trans-pent-2-eno

c) $CH_3-CH_2-CH_2-NH-CH_3$

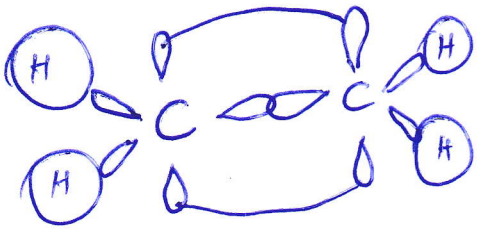
N-metil propanamina

(18) a) Falso. Presenta hibridación sp^2.

C_2H_4 es $CH_2=CH_2$, el eteno o etileno.

C: $1s^2 2s^2 2p^2$ →





↓ Promociona



1 O.A.s + 2 O.A.p = 3 O.H. sp^2

A cada C le queda un orbital p libre con el que solapa lateralmente con el otro C y forma un enlace doble.

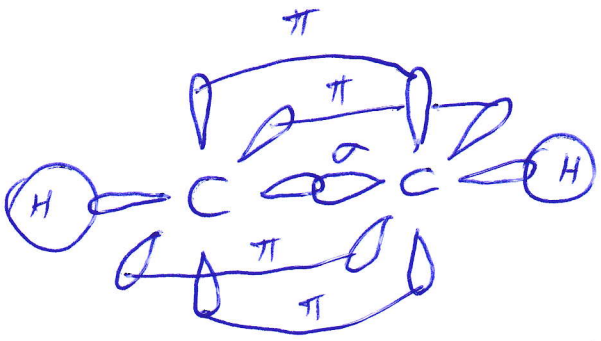
b) Correcto.

C_2H_2 es $HC\equiv CH$, el acetileno o etino.

C: $1s^2 2s^2 2p^2$



1 O.A.s + 1 O.A.p = 2 O.H. sp



A cada C le quedan dos orbitales p libres para solapar lateralmente con otro C y formar un enlace triple.

(19)

$$\overset{sp}{H}C \equiv \overset{sp}{C} - \overset{sp^3}{CH_2} - \overset{sp^3}{CH_2} - \overset{sp^3}{CH_3}$$

Triple enlace → hibridación sp

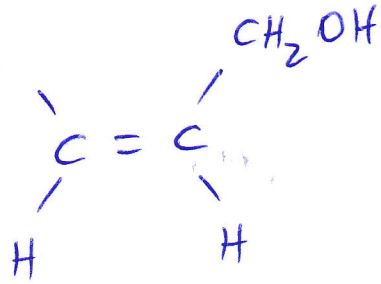
Doble " → " sp^2

Enlace sencillo → " sp^3

(20) a) $CH_2 = CH - CH_2 - NH - CH_3$

b) $HC \equiv C - O - CH_3$

c)



cis-butan-1-ol

(21) a) $CH_2 = CH - CH_2 - CH_2OH$

but-3-en-1-ol

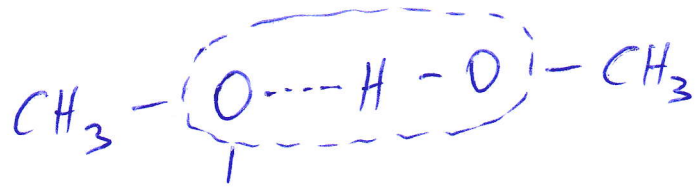
b) $HC \equiv C - CHO$

propinal

c) $CH_2 = CH - COOH$

Ácido propenoico

(22) El enlace de hidrógeno es una fuerza intermolecular que la presentan compuestos que tienen el hidrógeno unido a un átomo muy electronegativo como el O o el N. Sólo lo presentará el metanol, CH_3OH.



Los dos átomos electronegativos se disputan al H que está en medio.

23

CH_3OH ; $CH_3-CH=CH_2$; $CH_3-CH=CH-CH_3$

metanol propeno but-2-eno

a) El metanol. El enlace de hidrógeno lo forman compuestos que tienen en su molécula un H unido a un elemento muy electronegativo como el O o el N.

b) El propeno y el but-2-eno. Las reacciones de adición son características de los alquenos. Se adicionan nuevos átomos a la molécula, sin perder ninguno.

c) El but-2-eno. Para presentar isomería geométrica hace falta:

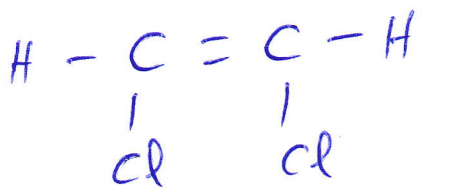
- Que el compuesto tenga algún doble enlace.
- Que cada carbono del doble enlace tenga un hidrógeno.
- Que cada carbono del doble enlace esté unido a otro C por un enlace sencillo.

(24) a)

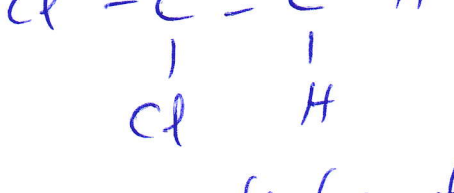
$HC \equiv CH + Cl_2 \rightarrow CHCl = CHCl$

etino — 1,2-dicloroeteno

b)



1,2-dicloroeteno



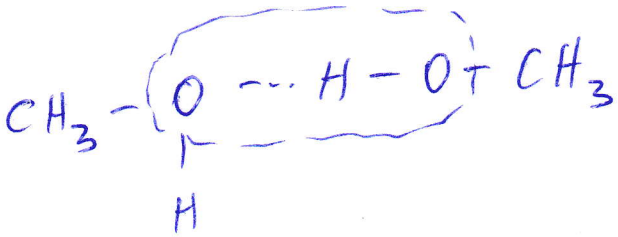
1,1-dicloroeteno

c) Se trata de isomería de posición, pues cambia la posición del grupo funcional.

(25) CH_3OH ; $CH_3-CH=CH_2$; $CH_3-CH=CH-CH_3$

metanol — propeno — but-2-eno

a) El metanol. El enlace de hidrógeno lo presentan las sustancias que tienen en su molécula un átomo de H unido a un átomo muy electronegativo, como el N o el O.



Los dos oxígenos atraen al hidrógeno que está en medio.

b) El propeno y el but-2-eno. Las reacciones de adición son características de los enlaces múltiples. Se adicionan nuevos átomos y no se pierde ninguno.

Ejemplos:

$CH_3-CH=CH_2 + Cl_2 \longrightarrow CH_3-CHCl-CH_2Cl$

1,2-dicloropropano

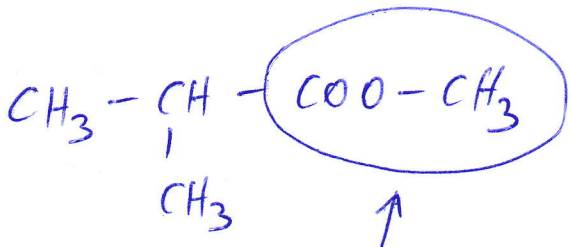
$CH_3-CH=CH-CH_3 + Cl_2 \rightarrow CH_3-CHCl-CHCl-CH_3$

2,3-diclorobutano

c) El but-2-eno. Para presentar isomería geométrica hace falta:

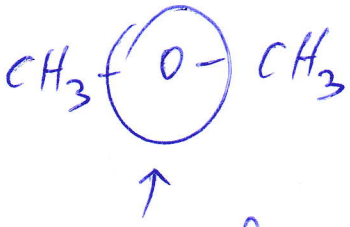
- Tener algún doble enlace en la molécula.
- Que cada C del doble enlace tenga un solo hidrógeno.
- Que cada C del doble enlace esté unido a otro C mediante enlace sencillo.

(26) a)



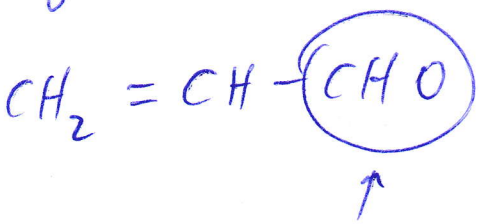
Éster

grupo funcional



Éter

grupo funcional



Aldehído

Grupo funcional

b) Ninguno lo presentará. Para presentar isomería cis-trans hace falta:

- Tener algún doble enlace.
- Que cada C del doble enlace tenga un solo hidrógeno.
- Que cada C del doble enlace esté unido a otro C distinto del doble enlace por enlace sencillo.

c) Ninguno. Para tener isomería óptica hace falta que el compuesto tenga algún carbono quiral o asimétrico, es decir, algún C unido a cuatro grupos distintos.

(27) a) No. Las adiciones son características de dobles y triples enlaces. Los alcanos presentan reacciones de combustión y de sustitución. Ejemplo: sustitución por halógenos:

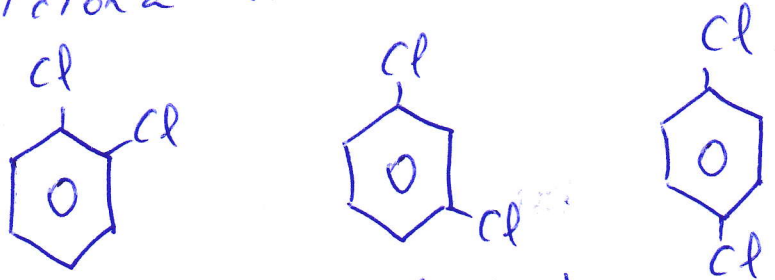
$$\text{Alcano} + X_2 \longrightarrow RX + HX$$

b) Sí.

$$\text{Alqueno} + HX \longrightarrow R-X$$

Se sigue la regla de Markovnikov: el H se adiciona al C con más hidrógenos.

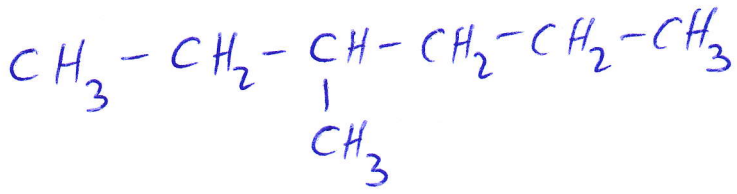
c)



orto (o-) meta (m-) para (p-)

Cada C del benceno admite un sólo Cl, luego no existen más posibilidades.

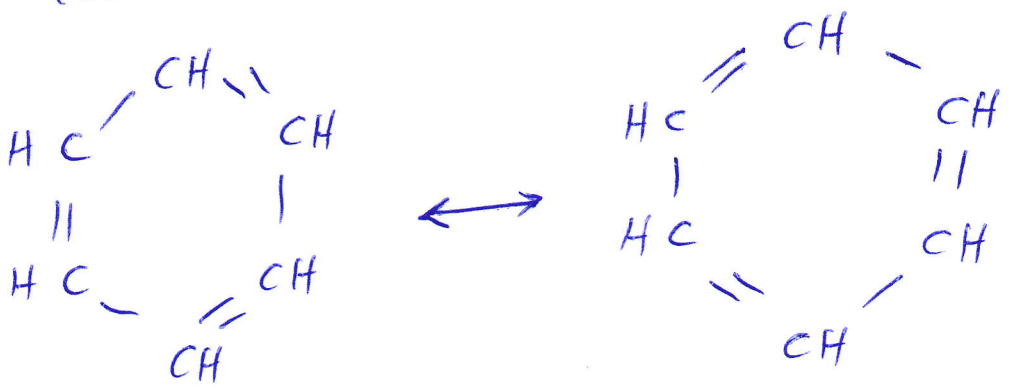
(28) a)



3-metilhexano

Para presentar isomería óptica hace falta que el compuesto tenga algún C quiral o asimétrico, es decir, unido a cuatro grupos de átomos distintos.

b) La estructura del benceno es:



En realidad, la estructura del benceno es intermedia entre las dos anteriores. Este fenómeno se conoce con el nombre de resonancia. Los enlaces, por ello, presentan características intermedias entre el enlace sencillo y el doble enlace, como por ejemplo la longitud de enlace.

(29) a) Falso. Se llama serie homóloga a un grupo de compuestos del mismo tipo, con el mismo grupo funcional. No pertenecen a la misma serie homóloga porque el C_2H_4 es un alqueno (C_nH_{2n}) y el C_3H_8 y el C_4H_{10} son alcanos (C_nH_{2n+2}).

b) Falso. Los alcanos presentan reacciones de sustitución y los alquenos de adición.

Ejemplo:

$$CH_2=CH_2 + Cl_2 \longrightarrow CH_2Cl-CH_2Cl$$

1,2-dicloroetano

$$CH_3-CH_2-CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{luz} CH_3-CH_2-CH_2Cl + CH_3-CHCl-CH_3 + HCl$$

1-cloropropano + 2-cloropropano

c) Correcto. El eteno, C_2H_2. La hibridación sp^2 es característica del doble enlace:

1 O.A. s + 2 O.A. p = 3 O.H. sp^2