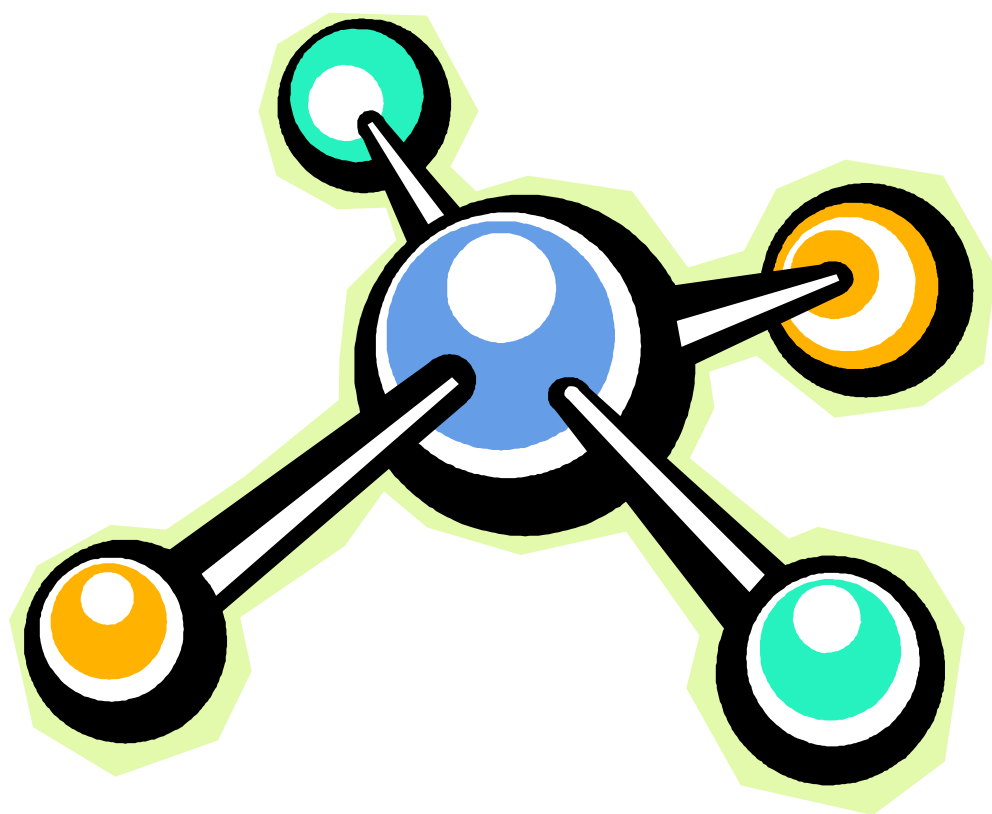


# ***ESERCIZI DI CHIMICA***





## ***INDICE***

<b><i>CALORE - ENERGIA</i></b> .....	<b>2</b>
<b><i>ESERCIZI DI ELETTROCHIMICA</i></b> .....	<b>4</b>
<b><i>OSMOSI</i></b> .....	<b>6</b>
<b><i>PH</i></b> .....	<b>7</b>
<b><i>SOLUBILITÀ</i></b> .....	<b>9</b>
<b><i>REAZIONI METATESI O DOPPIO SCAMBIO</i></b> .....	<b>11</b>
<b><i>ESAME</i></b> .....	<b>13</b>
<b><i><math>R = \lambda = h/p = 0,132 \text{ PM}</math></i></b> .....	<b>14</b>
<b><i>REAGENTE LIMITANTE</i></b> .....	<b>16</b>
<b><i>FORMULA MINIMA E COMPOSIZIONE PERCENTUALE</i></b> .....	<b>18</b>
<b><i>REDOX</i></b> .....	<b>20</b>
<b><i>GAS</i></b> .....	<b>22</b>
<b><i>DOMANDE</i></b> .....	<b>24</b>
<b><i>STECCHIOMETRIA</i></b> .....	<b>29</b>
<b><i>LUNGHEZZA D'ONDA</i></b> .....	<b>32</b>



## CALORE - ENERGIA

### 1. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$ (da bilanciare)

Il calore liberato dalla riduzione di una mole di ossido di ferro (III) in condizioni standard è 6,39 kcal. Calcolare il calore liberato nella riduzione di 16,0 g di ossido di ferro (III) (PF=159,69 u). Quale è il segno della variazione di entalpia?

**R = 0,639 kcal liberate**

### 2. (a) Calcolare il $\Delta H^\circ$ della seguente reazione (da bilanciare):

**bicarbonato di sodio (s)  $\rightarrow$  carbonato di sodio (s) + acqua (g) + biossido di carbonio (g)**

sapendo che  $\Delta H^\circ_{\text{form}}$  per il carbonato di sodio è -1131, per l'acqua (gas) -241,8, per il biossido di carbonio -393,5 e per il bicarbonato di sodio è -947,7 kJ/mol; (b) dire se la reazione è esotermica o endotermica; (c) calcolare il calore liberato o assorbito durante la decomposizione di 168,0 g di bicarbonato di sodio (PF = 84,00 u) e il volume a condizioni normali dei prodotti gassosi formati.

**R(a) = 129 kJ necessari per la decomposizione di 2 moli di  $\text{NaHCO}_3$**

**R(b) = la reazione è endotermica**

**R(c) = sono necessari 129 kJ che devono essere assorbiti  
22,4 l  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$  e 22,4 l  $\text{CO}_{2(\text{g})}$**

### 3. Data l'equazione termochimica: $\text{C}_{(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})}$ $\Delta H = -394$ kJ, dire: (a) quanto calore verrà liberato o assorbito durante la reazione di 1,20 g di carbonio in presenza di un eccesso di ossigeno; (b) calcolare il volume (STP) di biossido di carbonio formato in seguito a tale reazione.

**R(a) = 39,4 kJ;  $\Delta H < 0$  il calore è liberato**

**R(b) = 2,24 l**

### 4. Data la reazione da bilanciare (a): $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ (b) calcolare il $\Delta H^\circ$ della reazione sapendo che $\Delta H^\circ(\text{form})$ di $\text{CO}_2$ è -394 kJ/mol; di $\text{H}_2\text{O}$ -286 kJ/mol e di $\text{C}_2\text{H}_6$ è -84,7 kJ/mol. (c) dire se la reazione è esotermica o endotermica

**R(a) =  $2 \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7 \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 4\text{CO}_{2(\text{g})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$**

**R(b) =  $\Delta H_{\text{reaz}} = -3122$  kJ (-1561 kJ/mol)**

**R(c) = esotermica**

### 5. Il valore del $\Delta H^\circ$ per la reazione chimica descritta dalla seguente equazione (da bilanciare):

**ossido di calcio (s) + acqua (l)  $\rightarrow$  idrossido di calcio (s)**

è -56,27 kJ/mol. Calcolare la quantità di calore necessaria per trasformare 1,00 g di idrossido di calcio (s) [PF = 74,094 u] in ossido di calcio (s).

**R = 0,760 kJ**

### 6. (a) Calcolare il $\Delta H^\circ$ della reazione: $\text{CaCO}_{3(\text{s})} \rightarrow \text{CaO}_{(\text{s})} + \text{CO}_{2(\text{g})}$

essendo  $\Delta H^\circ_f$  (kJ/mol):  $\text{CaO}_{(\text{s})}$  -636;  $\text{CO}_{2(\text{g})}$  -394;  $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$  -1208.

(b) La reazione è esotermica o endotermica? (c) E' favorita o sfavorita dal termine entropico?

**R(a) = +178 kJ/mol**

**R(b) = endotermica, assorbe calore**

**R(c) = dal punto di vista entropico la reazione è favorita**

### 7. (a) Calcolare il $\Delta H^\circ$ di combustione dell'etanolo ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ):

**$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{l})} + ?_{(\text{g})} \rightarrow ?_{(\text{g})} + ?_{(\text{g})}$**

sapendo che per  $\text{CO}_{2(\text{g})}$   $\Delta H^\circ_{\text{form}} = -393,5$  kJ/mol, per  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$   $\Delta H^\circ_{\text{form}} = -241,8$  kJ/mol e per  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{l})}$   $\Delta H^\circ_{\text{form}} = -277,69$  kJ/mol. (b) dire se la reazione di combustione è esotermica o endotermica; (c) calcolare il calore liberato o assorbito durante la reazione di 100,5 g di etanolo (PF=100,50u) e il volume a condizioni normali dei prodotti gassosi formati.

**R(a) = -1234,71 kJ/mol**

**R(b) = reazione esotermica**

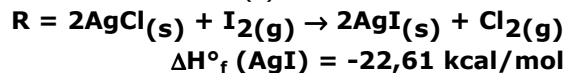
**R(c) = calore liberato q = 1234,7 kJ**

**$V_{\text{CO}_2} = 44,8$  l;  $V_{\text{H}_2\text{O}} = 67,2$  l**



8.  $\text{AgCl}_{(s)} + \text{I}_{2(g)} \rightarrow \text{AgI}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)}$  (da bilanciare)

La variazione di entalpia standard della reazione è 15,50 kcal/mol. Calcolare l'entalpia standard di formazione di  $\text{AgI}_{(s)}$ , sapendo che l'entalpia standard di formazione di  $\text{AgCl}_{(s)}$  è -30,36 kcal/mol.



9. Quando una mole di propano ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ ) brucia all'aria, si liberano 2220 kJ di calore. Qual è la variazione di entalpia del sistema quando si bruciano 6,00 g di propano?

$$\text{R} = \Delta H = -302 \text{ kJ}$$

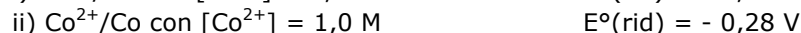
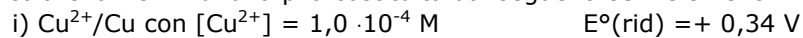
10. Data l'equazione termochimica:  $\text{SO}_2 + 1/2\text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$   $\Delta H = -98 \text{ kJ}$  dire quanto calore verrà liberato/assorbito durante la reazione di 64,06 g di biossido di zolfo in eccesso di ossigeno e calcolare il volume (STP) di triossido di zolfo formato.

$$\text{R} = 98 \text{ kJ che vengono liberati; } 22,4 \text{ l di SO}_3$$

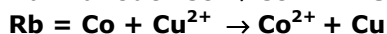


## ESERCIZI DI ELETTROCHIMICA

1. Calcolare la f.e.m. di una pila costituita dai seguenti semielementi:



a) Indicare le semireazioni di anodo e di catodo e b) la reazione globale spontanea; c) Calcolare la costante di equilibrio.



2. Calcolare a) quanti grammi di metallo si depositano al catodo e b) quale volume (STP) di cloro elementare si sviluppa all'anodo durante l'elettrolisi del cloruro di calcio fuso.

$i = 1,0 \text{ A}$

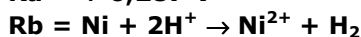
$t = 1 \text{ h}$

**Ra = 2,2 g**

**Rb = 1,2 l**

1. a) Calcolare la f.e.m. di una cella costituita dall'elettrodo standard a idrogeno e da un elettrodo di nichel metallico immerso in una soluzione acquosa 0,10M di un sale di nichel (II) [ $E^\circ_{\text{riduz}} = -0,25 \text{ V}$ ];  
b) scrivere la reazione globale che avviene spontaneamente;  
c) calcolare la  $K_{\text{eq}}$  della reazione.

**Ra = + 0,287 V**



**Rc =  $\approx 10^9$**

2. a) Calcolare  $E^0$  per la reazione seguente:  $2 \text{Cr}^{3+} + \text{HSO}_4^- + 9 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3 \text{H}_2\text{SO}_3 + 5 \text{H}_3\text{O}^+$ ,  
b) dire se nelle condizioni standard è spontanea nel senso scritto e c) calcolare la  $K_{\text{eq}}$  della reazione spontanea:  
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}_3\text{O}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 21 \text{H}_2\text{O}$  ( $E^0 = + 1,33 \text{ V}$ );  $\text{HSO}_4^- + 3 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + 4 \text{H}_2$  ( $E^0 = + 0,11 \text{ V}$ )

**Ra = - 1,22 V**

**Rb = non è spontanea**

**Rc =  $10^{124}$**

3. a) Calcolare  $E^0$  per la reazione seguente:  $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{H}_2\text{S} + 6 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{S} + 14 \text{H}_2\text{O}$   
b) dire se nelle condizioni standard è spontanea nel senso scritto e c) calcolare la  $K_{\text{eq}}$  della reazione spontanea:  
 $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}$  ( $E^0 = + 1,51 \text{ V}$ );  $\text{S} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$  ( $E^0 = + 0,14 \text{ V}$ )

**Ra = +1,37 V**

**Rb = reazione spontanea nel senso scritto**

**Rc =  $10^{231}$**

4. a) Calcolare la quantità di elettricità necessaria a ridurre 200g di Mg elettrolizzando il cloruro di magnesio fuso,  
b) quale volume (STP) di cloro si svolge all'anodo.

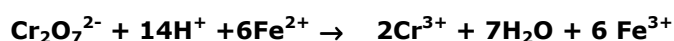
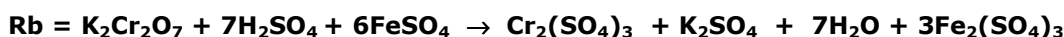


$$\mathbf{Ra = 1,58 \cdot 10^6 C}$$

$$\mathbf{Rb = 184 l}$$

5. (a) Valutare se lo ione dicromato ( $E^\circ$  riduzione = + 1.33 V) è in grado di ossidare lo ione Fe(II) ( $E^\circ$  riduzione = + 0.77 V) in soluzione acquosa acida, in condizioni standard; (b) bilanciare l'equazione chimica in forma molecolare e in forma ionica:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow ?$ ; (c) calcolare la f.e.m. della cella galvanica costituita dai due semielementi dati; (d) calcolare la  $K_{\text{eq}}$  della reazione che avviene spontaneamente; (e) scrivere il nome di tutte le sostanze coinvolte nella reazione.

$$\mathbf{Ra = E^\circ_1 > E^\circ_2}$$



$$\mathbf{Rc = + 0,56 V}$$

$$\mathbf{Rd = \cong 10^{57}}$$

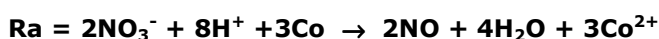
6.  $\text{H}_2$  puro fu ottenuto al catodo per elettrolisi dell'acqua. Calcolare quanti Coulomb di elettricità occorrono per preparare 20,0 l di  $\text{H}_2$  (298 K, 1 atm).

$$\mathbf{R = 1,58 C}$$

7. Date le due semireazioni e i relativi potenziali standard di riduzione:



- a) scrivere la reazione globale nel senso in cui avviene spontaneamente, b) calcolare la  $K_{\text{eq}}$



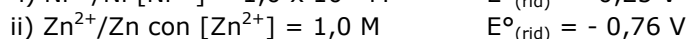
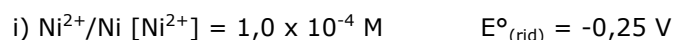
$$\mathbf{Rb = \cong 10^{126}}$$

8. a) calcolare quanti grammi di metallo si depositano al catodo e b) quale volume (STP) di cloro elementare si sviluppa all'anodo durante l'elettrolisi del cloruro di bario fuso facendo passare una corrente di 10 A per 30 minuti.

$$\mathbf{Ra = 2,38 g}$$

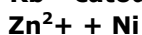
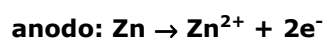
$$\mathbf{Rb = 2,1 l}$$

11. a) Calcolare la f.e.m. di una pila costituita dai seguenti semielementi:



- b) Indicare le semireazioni di anodo e di catodo e la reazione globale spontanea. c) Calcolare la costante di equilibrio.

$$\mathbf{Ra = 0,39 V}$$



$$\mathbf{Rc = 10^{17}}$$



## OSMOSI

1. Date le seguenti soluzioni acquose dire quali sono tra loro isotoniche: (a) fosfato di rubidio 0,100 M, (b) saccarosio ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) 0,10 M, (c) nitrato d'argento 0,050 M e motivare la risposta (indicando che cosa significa isotonico).

**R = saccarosio e nitrato d'argento sono soluzioni isotoniche, stessa pressione osmotica**

2. (a) Calcolare la pressione osmotica di una soluzione 0,272 M di glicerolo ( $C_3H_8O_3$ ) a 25 °C. (b) Determinare la concentrazione di una soluzione acquosa di cloruro di calcio che sia isotonica con una soluzione 0,030 M di uno zucchero.

**R(a) = 6,65 atm**

**R(b) = 0,010 M concentrazione  $CaCl_2$  isotonica con quella dello zucchero**

3. (a) La pressione osmotica di una soluzione che contiene disciolti 55,0 g  $dm^{-3}$  di una proteina è 0,103 atm a 5 °C. Calcolare il peso molecolare della proteina. (b) Determinare la concentrazione di una soluzione acquosa di solfato di rubidio che sia isotonica con una soluzione 0,0250 M di uno zucchero.

**R(a) = 12173 u**

**R(b) =  $8,33 \times 10^{-2}$  M**

4. (a) Quale di queste soluzioni acquose (a parità di temperatura) ha pressione osmotica più elevata? a) cloruro di sodio 0,50M; b) solfato di potassio 0,10M; c) fosfato di alluminio 0,10M; d)  $C_6H_{12}O_6$  0,10M; **b)** quali sono isotoniche? **c)** motivare.

**R(a) = NaCl**

**R(b) = nessuna è isotonica con un'altra**

**R(c) = poiché nessuna ha la stessa pressione osmotica**

5. Date le seguenti soluzioni acquose:

a) solfato di magnesio 0,10M; b) fosfato trisodico 0,10M; glucosio ( $C_6H_{12}O_6$ ) 0,10M, dire quale ha pressione osmotica maggiore (motivare).

**R =  $Na_3PO_4$  ha la p osmotica maggiore perché ha l'osmolarità maggiore**



## PH

1. 2,0 g di cianuro di sodio sono sciolti in 300 cm<sup>3</sup> di soluzione acquosa. Calcolare il pH e la concentrazione delle specie presenti all'equilibrio. La costante di ionizzazione acida dell'acido cianidrico è  $K_a = 4,0 \times 10^{-10}$ .

**R (a)  $[\text{OH}^-] = [\text{HCN}] = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ; R(b) pH = 11,26; R(c)  $[\text{CN}^-] \approx 0,14 \text{ M}$ .**

2. Calcolare: a) il pH; b) la concentrazione delle specie presenti all'equilibrio, di una soluzione acquosa di un acido debole HA 0,30 M essendo la costante di ionizzazione acida  $K_a = 1,0 \times 10^{-9}$ ; c) quanti cm<sup>3</sup> di una soluzione acquosa 1,0M di idrossido di sodio sono necessari per neutralizzare completamente 20,0 cm<sup>3</sup> dell'acido HA?

**R(a) pH = 4,77; R(b)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ ;  $[\text{HA}] \approx 0,30 \text{ M}$ ; R(c)  $V_b = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ l} = 6,0 \text{ ml}$ .**

3. a) Calcolare il pH di una soluzione acquosa contenente 0,015 mol di CH<sub>3</sub>COONa e 0,10 mol di CH<sub>3</sub>COOH in un litro, essendo la  $K_a$  dell'acido acetico  $1,8 \times 10^{-5}$ . b) che proprietà ha una soluzione di questo tipo?

**R(a) pH = 3,92; soluzione tampone.**

4. Calcolare il pH di una soluzione acquosa ottenuta mescolando 200,0 cm<sup>3</sup> di HCl 0,010 M e 100,0 cm<sup>3</sup> di NaOH 0,020M

**R(a) pH = 7.**

5. Data una soluzione acquosa di cianuro di potassio 0,10M, calcolarne il pH. La  $K_a$  dell'acido cianidrico è  $4,0 \times 10^{-10}$ .

**R (a) pH = 11,20.**

6. Calcolare il pH e la concentrazione delle specie presenti all'equilibrio in una soluzione acquosa ottenuta sciogliendo in 150 cm<sup>3</sup> 2,4 g di cianuro di potassio essendo la  $K_a$  dell'acido cianidrico eguale a  $4,9 \times 10^{-10}$ .

**R(a)  $[\text{OH}^-] = [\text{HCN}] = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ; R(b)  $[\text{CN}^-] \approx 0,25 \text{ M}$ ; R(c) pH = 11,35.**

7. Calcolare il pH di 50 ml di soluzione acquosa di CH<sub>3</sub>COOH 0,10 M ( $K_a = 1,76 \times 10^{-5}$ ): a) all'inizio; b) dopo aggiunta di 5,0 ml di una soluzione acquosa di idrossido di sodio 0,50 M; c) dopo aggiunta di 10 ml (complessivi delle due aggiunte) della soluzione acquosa di idrossido di sodio 0,50 M.

**R(a) pH = 2,88; pH = 4,754; R(c) pH = 8,84.**

8. Il pH di una soluzione acquosa di un acido debole monoprotico HA 0,120 M è 3,72. (a) Calcolare la  $K_a$  dell'acido. b) Quanti ml di idrossido di sodio 0,10 M sono necessari per titolare 25 ml della soluzione acquosa dell'acido dato? c) Il pH della soluzione acquosa all'equivalenza sarà acido, basico o neutro? Motivare.

**R(a)  $K_a = 3,0 \cdot 10^{-7}$ ; R(b)  $V_b = 30 \text{ ml}$ ; R(c) pH della soluzione all'equivalenza è basico.**

9. Calcolare il pH e la concentrazione molare di ogni specie presente all'equilibrio di una soluzione ottenuta mescolando le due seguenti soluzioni: 500 ml di KOH<sub>(acq)</sub> 1,0 M e 500 ml di un generico acido debole HA<sub>(acq)</sub> di concentrazione 1,0 M e  $K_{eq} = 4,0 \times 10^{-10}$ .

**R(a)  $[\text{OH}^-] = [\text{HA}] = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ; R(b)  $[\text{A}^-] \approx 0,50 \text{ M}$ ; R(c) pH 11,54.**

10. 3,0 g di cloruro d'ammonio (PF=53,491 u) sono sciolti in 250 ml di soluzione acquosa. Calcolare il pH e la concentrazione delle specie presenti all'equilibrio. La costante di ionizzazione basica dell'ammoniaca è  $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ .

**R(a) pH = 4,96.**





- 11.** Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 6,5 g di KCN in 100 cm<sup>3</sup> di acqua distillata. Trascurare la variazione di volume dovuta all'aggiunta del sale.  $K_{a(\text{HCN})} = 4,0 \times 10^{-10}$ .  
**R = pH = 11,70.**
- 12.** 3,0 g di cianuro di potassio sono sciolti in tanta acqua da ottenere 250 ml di soluzione acquosa. a: il pH della soluzione salina sarà acido, basico o neutro? b: calcolare il pH e la concentrazione delle specie presenti all'equilibrio, essendo la costante acida dell'acido cianidrico  $K_a = 4,0 \times 10^{-10}$ .  
**R(a) basico; R(b) [HCN] = [OH<sup>-</sup>] =  $2,1 \cdot 10^{-3}$  M pH = 11,32 [CN<sup>-</sup>]  $\approx$  0,18 M.**
- 13.** a: quanti ml di una soluzione di acido solforico 0,100 M reagiscono con 30,0 ml di idrossido di potassio 0,200 M? b: quanti grammi di acido sono contenuti in tale volume? c: qual'è la normalità della soluzione di acido? d: quale sarà il pH della soluzione finale al punto di equivalenza?  
**R(a) V<sub>a</sub> = 30 ml; R(b) g (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) = 0,294 g; R(c) = 0,200 N; R(d) pH = 7.**
- 14.** Calcolare il pH di una soluzione acquosa 0,050 M di ammoniaca e 0,075 M di cloruro d'ammonio. La  $K_b$  dell'ammoniaca è  $1,8 \times 10^{-5}$ . Che proprietà ha una soluzione acquosa di questo tipo?  
**R(a) pH = 9,08; R(b) soluzione tampone.**
- 15.** Calcolare: a) il pH; b) la concentrazione delle specie presenti all'equilibrio, di una soluzione acquosa di un acido debole HA 0,15 M essendo la costante di ionizzazione acida  $K_a = 1,0 \times 10^{-6}$ ; c) quanti cm<sup>3</sup> di una soluzione acquosa 1,0M di idrossido di sodio sono necessari per neutralizzare completamente 20,0 cm<sup>3</sup> dell'acido HA?  
**R(a) pH = 3,41; R(b) [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = [A<sup>-</sup>] =  $3,9 \cdot 10^{-4}$  M [HA]  $\approx$  0,15 M; R(c) V = 3,0 cm<sup>3</sup>.**
- 16.** Calcolare il pH di una soluzione acquosa ottenuta aggiungendo 25,0 ml di acido cloridrico 0,120 M a 10,0 ml di ammoniaca 0,120 M. Considerare i volumi additivi.  
**R(a) pH = 1,289.**
- 17.** Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo  $5,0 \times 10^{-4}$  moli di KOH solido a 25,0 ml di acido acetico 0,100 M ( $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ ). Trascurare la variazione di volume dovuta all'aggiunta di KOH solido.  
**R(a) pH = 4,14.**
- 18.** Calcolare il pH e la concentrazione delle specie presenti all'equilibrio in una soluzione acquosa di bromuro d'ammonio 0,210 M. La  $K_b$  dell'ammoniaca vale  $1,85 \times 10^{-5}$ .  
**R(a) [NH<sub>3</sub>] = [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] =  $1,066 \cdot 10^{-5}$  M, pH = 4,97, [NH<sub>4</sub><sup>+</sup>]  $\approx$  0,210.**
- 19.** Il pH di una soluzione acquosa di un acido debole monoprotico HA 0,230 M è 2,30. A) Calcolare la  $K_a$  dell'acido. B) Quanti ml di idrossido di sodio 0,10 M sono necessari per titolare 15 ml della soluzione acquosa dell'acido dato? C) Il pH della soluzione acquosa all'equivalenza sarà acido, basico o neutro? Motivare.  
**R(a)  $K_a = 1,1 \cdot 10^{-4}$ ; R(b) V<sub>b</sub> = 34,5 ml R(c) Il pH della soluzione acquosa all'equivalenza è basico.**
- 20.** Calcolare il pH di una soluzione acquosa 0,050 M di acido acetico e 0,075 M di acetato di sodio. La  $K_a$  dell'acido acetico è  $1,8 \times 10^{-5}$ . Che proprietà ha una soluzione acquosa di questo tipo?  
**R(a) pH = 4,92; soluzione tampone.**



## SOLUBILITÀ

1. Calcolare la solubilità in g/l del carbonato di piombo(II) (a) in acqua pura e (b) in una soluzione acquosa di carbonato di potassio 0,10M. ( $K_{ps} = 6,3 \times 10^{-14}$ ).  
**R(a) =  $6,7 \times 10^{-5}$  g/l**  
**R(b) =  $1,7 \times 10^{-10}$  g/l**
2. Il prodotto di solubilità dell'idrossido di magnesio a  $T = 25^\circ\text{C}$  è  $1,2 \times 10^{-11}$ . Calcolare il pH di una soluzione satura di idrossido di magnesio.  
**R = 10,46**
3. In quanta acqua si sciolgono 1,50g di solfato di calcio (PF = 136,136u;  $K_{ps} = 2,4 \times 10^{-5}$ )? Trascurare la variazione di volume dovuta all'aggiunta del sale (il volume d'acqua aggiunta e il volume della soluzione coincidono).  
**R = 2,2 dm<sup>3</sup>**
4. Il prodotto di solubilità del bromuro d'argento a  $T = 25^\circ\text{C}$  è  $5,0 \times 10^{-13}$ . Calcolare la sua solubilità in g/l a tale temperatura.  
**R =  $1,3 \times 10^{-4}$  g/l**
5. Calcolare la solubilità in g/l di carbonato di bario (PF = 197,348u;  $K_{ps} = 5,0 \times 10^{-9}$ ) (a) in acqua pura e (b) in una soluzione acquosa 0,10M di carbonato di potassio.  
**R(a) =  $1,39 \times 10^{-2}$  g/l**  
**R(b) =  $9,87 \times 10^{-6}$  g/l**
6. Si calcoli quanti g di  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  si sciolgono (a) in 1 dm<sup>3</sup> di acqua pura e (b) in 1 dm<sup>3</sup> di una soluzione acquosa 0,420M di  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ( $K_{ps} = 7,0 \times 10^{-5}$ ). Si consideri che il volume della soluzione rimanga 1,00 dm<sup>3</sup> anche dopo l'aggiunta del sale.  
**R(a) = 8,1g**  
**R(b) = 2,0g**
7. Calcolare la solubilità in g/l dell'idrossido di magnesio (a) in acqua pura e (b) in una soluzione acquosa di idrossido di potassio 0,10M. ( $K_{ps} = 1,2 \times 10^{-11}$ ).  
**R(a) =  $8,2 \times 10^{-3}$  g/l**  
**R(b) =  $7,0 \times 10^{-9}$  g/l**
8. Calcolare la solubilità in g/l del cromato di piombo(II) (a) in acqua pura e (b) in una soluzione acquosa di cromato di potassio 0,10M. ( $K_{ps} = 1,3 \times 10^{-7}$ ).  
**R(a) =  $1,16 \times 10^{-1}$  g/l**  
**R(b) =  $4,21 \times 10^{-4}$  g/l**
9. La solubilità del solfato di bario (PF = 233,396u) a  $25^\circ\text{C}$  è  $1,22 \times 10^{-5}$  mol/dm<sup>3</sup>. Calcolare (a) il  $K_{ps}$  e (b) calcolare quanti grammi di sale si sciolgono in 250,0 cm<sup>3</sup>.  
**R(a) =  $1,49 \times 10^{-10}$**   
**R(b) =  $71,2 \times 10^{-5}$  g**
10. Calcolare la solubilità in g/l del cromato di bario (PF = 253,332u) (a) in acqua pura e (b) in una soluzione acquosa di cromato di potassio 0,10M.  $K_{ps} = 8,5 \times 10^{-11}$ .  
**R(a) =  $2,3 \times 10^{-3}$  g/l**  
**R(b) =  $2,1 \times 10^{-7}$  g/l**
11. La solubilità del cromato d'argento (PF = 331,728u) a  $25^\circ\text{C}$  è  $2,5 \times 10^{-2}$  g/dm<sup>3</sup>. Calcolare (a) il  $K_{ps}$  e (b) quanti grammi di sale si sciolgono in 250,0 cm<sup>3</sup>.  
**R(a) =  $1,7 \times 10^{-12}$**   
**R(b) =  $6,3 \times 10^{-3}$  g**
12. Calcolare la solubilità in g/l del cloruro di argento (a) in acqua pura e (b) in una soluzione acquosa di cloruro di potassio 0,10M. ( $K_{ps} = 2,8 \times 10^{-10}$ ).



10

$$R(a) = 2,4 \times 10^{-3} \text{ g/l}$$

$$R(b) = 4,0 \times 10^{-7} \text{ g/l}$$

13. Calcolare i grammi di solfato di piombo (II) [PF = 303,256 u] che si possono sciogliere in 800 cm<sup>3</sup> di una soluzione acquosa 0,020 M di solfato di sodio. Il prodotto di solubilità del solfato di piombo (II) è  $1,6 \times 10^{-8}$ .

$$R = 1,9 \times 10^{-4} \text{ g}$$

14. Calcolare la solubilità in g/l del cromato di argento (a) in acqua pura e (b) in una soluzione acquosa di nitrato di argento 0,10M. ( $K_{ps} = 1,9 \times 10^{-12}$ ).

$$R(a) = 2,6 \times 10^{-2} \text{ g/l}$$

$$R(b) = 6,3 \times 10^{-8} \text{ g/l}$$

15. Calcolare la solubilità in g/l del solfato di piombo (II) ( $K_{ps} = 1,3 \times 10^{-8}$ ) (a) in acqua pura e (b) in una soluzione acquosa 0,10 M di solfato di potassio. (PF solfato di piombo (II) = 303,26 uma.)

$$R(a) = 3,3 \times 10^{-2} \text{ g/l}$$

$$R(b) = 3,9 \times 10^{-5} \text{ g/l}$$

16. Calcolare la solubilità in g/l del cromato di bario (PF= 253,332 uma;  $K_{ps} = 8,5 \times 10^{-11}$ ) in una soluzione acquosa 0,10 M di cloruro di bario.

$$R = 2,2 \times 10^{-7} \text{ g/l}$$

17. Calcolare la solubilità in g/l del solfato di bario ( $K_{ps} = 1,2 \times 10^{-10}$ ) (a) in acqua pura e (b) in una soluzione acquosa 0,10 M di solfato di potassio. (PF solfato di bario = 233,40 uma.)

$$R(a) = 2,6 \times 10^{-3} \text{ g/l}$$

$$R(b) = 2,8 \times 10^{-7} \text{ g/l}$$

18. Il prodotto di solubilità del bromuro d'argento a 25°C è  $5,0 \times 10^{-13}$ . Calcolare la sua solubilità: (a) in g/l a tale temperatura e (b) in una soluzione acquosa di bromuro di potassio 0,10M.

$$R(a) = s = 1,3 \times 10^{-4} \text{ g/l}$$

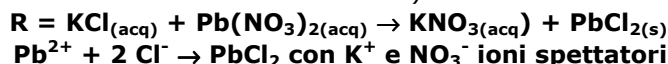
$$R(b) = s' = 9,4 \times 10^{-10} \text{ g/l}$$



## REAZIONI METATESI O DOPPIO SCAMBIO

1.  $\text{KCl}_{(\text{acq})} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(\text{acq})} \rightarrow ? + ?$

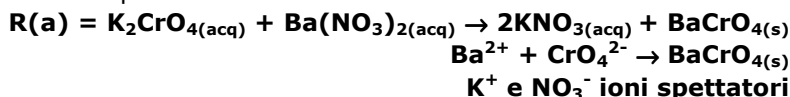
scrivere l'equazione chimica bilanciata (in forma ionica e in forma molecolare)



2. (a) Scrivere i prodotti della reazione:  $\text{K}_2\text{CrO}_{4(\text{acq})} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_{2(\text{acq})} \rightarrow ? + ?$

e bilanciare l'equazione chimica in forma molecolare e in forma ionica netta;

(b) denominare le varie specie chimiche sopra scritte.



**R(b) = Cromato di potassio + nitrato di bario → nitrato di potassio + cromato di bario**

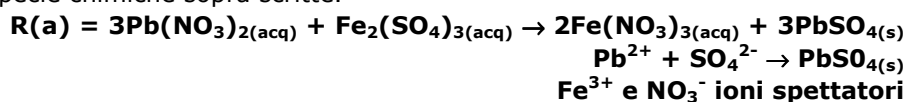
**Ione bario + ione cromato → cromato di bario**

**Ione potassio e ione nitrato: ioni spettatori**

3. (a) Scrivere i prodotti della reazione:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(\text{acq})} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{acq})} \rightarrow ? + ?$

e bilanciare l'equazione chimica in forma molecolare e in forma ionica netta;

(b) denominare le varie specie chimiche sopra scritte.



**R(b) = nitrato di piombo(II) + solfato di ferro(III) →**

**nitrato di ferro(III) + solfato di piombo**

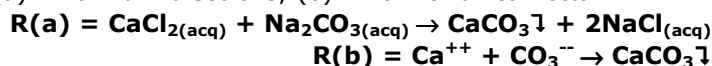
**ione piombo(II) + ione solfato → solfato di piombo**

**ione ferro(III) e ione nitrato: ioni spettatori**

4. Data la reazione in soluzione acquosa:

**cloruro di calcio + carbonato di sodio → ? prodotti**

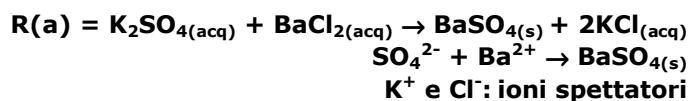
Scrivere l'equazione chimica bilanciata : (a) in forma molecolare; (b) in forma ionica netta.



5. (a) Scrivere i prodotti della reazione:



e bilanciare l'equazione chimica in forma molecolare e in forma ionica netta; b) denominare le varie specie chimiche sopra scritte.



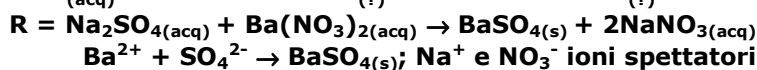
**R(b) = solfato di potassio + cloruro di bario → solfato di bario + cloruro di potassio**

**Ione solfato + ione bario → solfato di bario**

**Ione potassio e ione cloro: ioni spettatori**

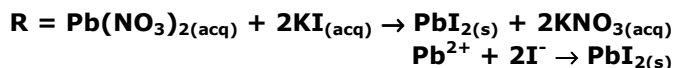
6. Scrivere e bilanciare la seguente reazione chimica in soluzione acquosa scritta in forma molecolare e in forma ionica netta:

**solfato di sodio<sub>(acq)</sub> + nitrato di bario<sub>(acq)</sub> → solfato di bario<sub>(?)</sub> + nitrato di sodio<sub>(?)</sub>**



7. Scrivere i prodotti della seguente reazione:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(\text{acq})} + \text{KI}_{(\text{acq})} \rightarrow ? + ?$

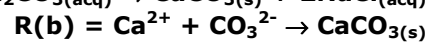
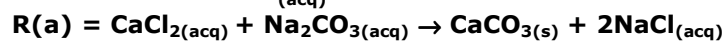
e bilanciare l'equazione chimica in forma molecolare e in forma ionica netta.





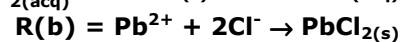
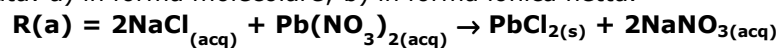
8. Scrivere e bilanciare la seguente reazione chimica in soluzione acquosa scritta (a) in forma molecolare e (b) in forma ionica netta:

**cloruro di calcio**<sub>(acq)</sub> + **carbonato di sodio**<sub>(acq)</sub> → ? + ?



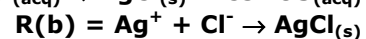
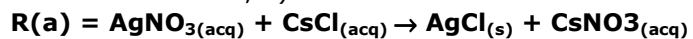
9. Data la reazione: **NaCl**<sub>(acq)</sub> + **Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>**<sub>(acq)</sub> → ? + ?

Scrivere l'equazione chimica bilanciata: a) in forma molecolare; b) in forma ionica netta.



10. Data la reazione: **AgNO<sub>3</sub>**<sub>(acq)</sub> + **CsCl**<sub>(acq)</sub> → ? + ?

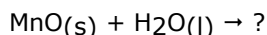
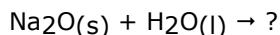
Scrivere l'equazione chimica bilanciata : a) in forma molecolare; b) in forma ionica netta.



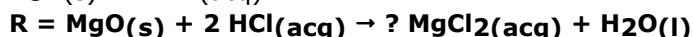
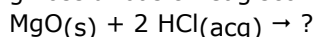


## ESAME

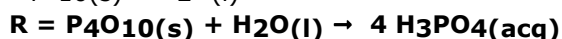
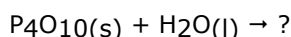
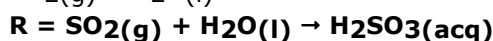
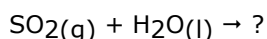
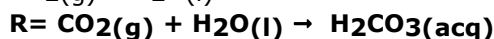
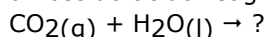
Un ossido basico reagisce con l'acqua formando quale composto? Scrivere l'equazione chimica bilanciata.



gli ossidi basici reagiscono con gli acidi: scrivere l'equazione chimica corrispondente



un ossido acido reagisce con l'acqua formando quale composto? Scrivere l'equazione chimica bilanciata.



Dare una (breve) definizione delle seguenti grandezze, scriverne simbolo e di unità di misura: i) Pressione; ii) Volume; iii) Temperatura; iv) mole.

Indicare le relazioni esistenti tra le seguenti grandezze: i) relazione tra P e V (T e n = costante); ii) relazione tra P e T (V e n = costante); iii) relazione tra V e T (P e n = costante); relazione tra V e n (P e T = costante).

Calcolare il volume molare di un gas ideale in condizioni normali (standard) dall'equazione di stato dei gas.

Dare una (breve) definizione della pressione parziale di un gas in una miscela.

Definire l'energia cinetica posseduta da un corpo di massa m in movimento alla velocità v.

Qual'è l'unità di misura dell'energia: darne una definizione.

Definire da cosa dipende l'energia potenziale coulombiana di due cariche elettriche  $Q_1$  e  $Q_2$  poste alla distanza r

Dire brevemente in che cosa consiste il principio di conservazione dell'energia. Dire brevemente che cosa si intende per agitazione termica della materia (*moto casuale, caotico, degli atomi e delle molecole*). Definire brevemente che cosa è una radiazione elettromagnetica.

Definirne brevemente: i) la lunghezza d'onda; ii) la frequenza; iii) l'ampiezza, di un'onda.

Da che cosa dipende l'energia di una radiazione elettromagnetica?

Da che cosa dipende l'intensità di una radiazione elettromagnetica?

Dalla frequenza delle seguenti radiazioni elettromagnetiche calcolare la lunghezza dell'onda e l'energia dei singoli fotoni. Indicare qual è la radiazione con più alta energia ( $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ ;  $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ):

	Frequenza	Lunghezza d'onda	Energia	
luce rossa	$4,3 \times 10^{14} \text{ Hz}$			
luce gialla	$5,2 \times 10^{14} \text{ Hz}$			



la luce verde	$5,7 \times 10^{14} \text{ Hz}$			
luce blu	$6,4 \times 10^{14} \text{ Hz}$			

Il diametro degli atomi è compreso in quale intervallo?

Descrivere il significato della relazione :  $E = h \nu$

Qual è la lunghezza d'onda della radiazione di luce blu ( $\nu = 6,4 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ )?

**R =  $4,2 \times 10^{-19} \text{ J}$**  Calcolare la lunghezza d'onda di un protone (massa  $m = 1,673 \times 10^{-27} \text{ kg}$ ) che si muove alla velocità di 1/100 della velocità della luce. Commentare il risultato.

**R =  $\lambda = h/p = 0,132 \text{ pm}$**

**R = la lunghezza d'onda del protone non è lontana dal diametro dell'atomo (circa 200 pm)**

Calcolare la lunghezza d'onda di una biglia (massa  $m = 5,00 \text{ g}$ ) che si muove alla velocità di  $1,00 \text{ m s}^{-1}$ . Commentare il risultato.

**R =  $\lambda = h/p = 1,33 \times 10^{-31} \text{ m}$**

**R = la lunghezza d'onda della biglia è impercettibile date le dimensioni della biglia,**

Da che cosa dipende la probabilità di trovare l'elettrone in una certa regione dello spazio?

**R = la probabilità è proporzionale al quadrato dell'ampiezza della funzione d'onda.** Che cosa succede quando l'ampiezza dell'onda è uguale a zero?

**R = l'elettrone ha densità di probabilità uguale a zero; è un nodo della funzione d'onda**

Definire che cosa si intende per transizione dell'elettrone da un livello energetico a un altro.

Da che cosa sono definiti i livelli energetici dell'atomo di idrogeno?

**R = Dai numeri quantici.**

Quali sono i numeri quantici? Definire quali valori possono avere assumere.

**R = numero quantico principale  $n = 1, 2, \dots, n$ ; numero quantico secondario  $l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$ ; numero quantico magnetico  $m = l, l-1, \dots, -l$ ; numero quantico di spin  $s = +1/2, -1/2$ .**

Da quale numero quantico dipende l'energia dell'orbitale?

Definire che cosa si intende per configurazione elettronica.

**R = elenco orbitali occupati, con il numero di elettroni presenti in ciascuno di essi**

Definire che cosa si intende per stato fondamentale di un atomo.

**R = gli elettroni occupano gli orbitali in modo da mantenere l'energia totale minima**

Definire brevemente che cosa si intende per carica nucleare effettiva e perché è inferiore alla carica nucleare vera.

Definire il raggio atomico di un elemento.

**R = se l'elemento è un metallo (o un gas nobile) si determina la distanza tra i centri di atomi contigui nel solido; se l'elemento è un non metallo si determina la distanza tra i centri di atomi congiunti da un legame chimico**

Dire come varia il raggio atomico scendendo in uno stesso gruppo della tavola periodica e andando da sinistra a destra lungo il periodo.

**R = il raggio atomico aumenta scendendo nel gruppo e diminuisce lungo il periodo da sinistra a destra**

Definire il raggio ionico di un elemento. Dire come varia il raggio ionico scendendo in uno stesso gruppo della tavola periodica e andando da sinistra a destra lungo il periodo

**R = metà della distanza che separa due ioni contigui in un solido ionico**

**R = i raggi ionici aumentano scendendo lungo i gruppi e diminuiscono lungo i periodi da sinistra a destra**

Dire se i cationi e gli anioni monoatomico sono più piccoli o più grandi degli atomi da cui derivano.

**R = i cationi sono più piccoli degli atomi da cui derivano, gli anioni sono più grandi**



Definire brevemente l'energia di ionizzazione e l'affinità elettronica

**R= l'energia di ionizzazione è l'energia richiesta per allontanare un elettrone dall'atomo (è una misura di quanto l'elettrone è legato all'atomo)**

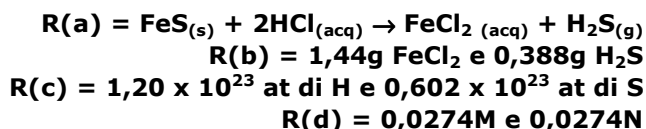
**R = l'affinità elettronica è l'energia che si libera quando un un elettrone si lega ad un atomo (in fase gas)**



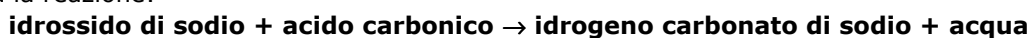


## REAGENTE LIMITANTE

1. Il **solfuro di ferro (II)** trattato con una soluzione acquosa di **acido cloridrico** dà origine a una soluzione acquosa di **cloruro di ferro (II)** e al **solfuro d'idrogeno gassoso**: (a) scrivere l'equazione chimica bilanciata relativa alla reazione; (b) calcolare le quantità in grammi dei prodotti formati a partire da 1,00 g di solfuro di ferro (II) e 1,00 g di acido cloridrico; (c) calcolare il numero di atomi di ciascun elemento contenuti in 3,41 g di solfuro di idrogeno; (d) calcolare la concentrazione molare e la concentrazione normale di un dm<sup>3</sup> di soluzione acquosa contenente 1,00 g di acido cloridrico.



2. Data la reazione:

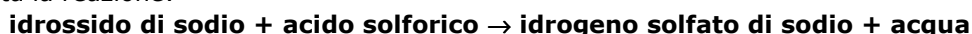


determinare (dopo aver bilanciato l'equazione chimica relativa alla reazione!) quanti grammi di idrogeno carbonato di sodio (PF=84,005 u) si formano da 5,00 g di idrossido di sodio (PF = 39,996 u) + 5,00 g di acido carbonico (PM=62,024 u). Verificare la legge di conservazione della massa.

$$\text{R} = 6,77 \text{ g di NaHCO}_3$$

**Legge di conservazione della massa: 8,22 g prodotti e 8,22 g reagenti**

3. Data la reazione:



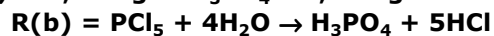
a) determinare (dopo aver bilanciato l'equazione chimica relativa alla reazione!) quanti grammi di idrogeno solfato di sodio (PF=120,053 u) si formano da 5,00 g di idrossido di sodio (PF = 39,996 u) + 5,00 g di acido solforico (PM=98,072 u); b) verificare la legge di conservazione della massa.

$$\text{R} = 6,12 \text{ g NaHSO}_4$$

**Legge di conservazione della massa: 7,04 g reagenti e 7,04 g prodotti**

4. La reazione tra il **pentacloruro di fosforo** [PM = 208,238 u] e **acqua** [PM = 18,015 u] dà luogo a **acido (orto)fosforico** [PM = 97,994 u] e **acido cloridrico** [PM = 36,461 u]. Facendo reagire 6,623 g di pentacloruro di fosforo e 2,380 g di acqua, calcolare: a) quanti grammi di acido cloridrico e di acido ortofosforico si possono teoricamente ottenere. b) Scrivere l'equazione chimica bilanciata. c) Calcolare a quale volume (STP) di cloruro di idrogeno corrispondono i grammi di acido cloridrico ottenuti.

$$\text{R(a)} = 3,116 \text{ g di H}_3\text{PO}_4 \text{ e } 5,797 \text{ g di HCl}$$



$$\text{R(c)} = 3,56 \text{ l HCl}_{(g)}$$

5. Data la reazione in soluzione acquosa: **idrossido di potassio + acido solforico → ? + ?**

a) determinare (dopo aver scritto e bilanciato l'equazione chimica relativa alla reazione!) quanti grammi di solfato di potassio (PF = 174,260 u) si formano da 15,0 g di idrossido di potassio (PF = 56,109 u) + 25,0 g di acido solforico (PM = 98,072 u); b) qual'è la normalità (riferita alla reazione sopra scritta) di una soluzione 0,10M di acido solforico?



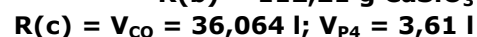
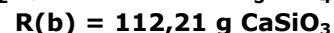
$$\text{R(b)} = 0,20\text{N H}_2\text{SO}_4$$

6. Data la reazione in soluzione acquosa: **idrossido di calcio + acido cloridrico → ?**

a) determinare (dopo aver scritto e bilanciato l'equazione chimica relativa alla reazione!) quanti grammi di cloruro di calcio (PF = 110,986 u) si formano da 15,0 g di idrossido di calcio (PF = 74,094 u) + 35,0 g di acido cloridrico (PM = 36,461 u) (indicare qual è il reagente in difetto e indicare quanti grammi del reagente in eccesso rimangono inalterati); b) qual'è la normalità (riferita alla reazione sopra scritta) di una soluzione 0,10M di idrossido di calcio?



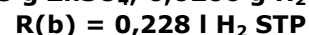
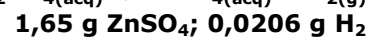
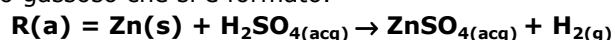
7. Il **fosforo elementare** si prepara per riduzione del **fosfato di calcio** con **carbone** e **biossido di silicio**, con formazione di **monossido di carbonio** e **silicato di calcio**. (a) Scrivere l'equazione chimica bilanciata relativa alla reazione. Calcolare: (b) i grammi dei prodotti solidi; (c) il volume (STP) del prodotto gassoso, teoricamente ottenibile a partire da 100,0 g di fosfato di calcio e 100,0 g di carbone.



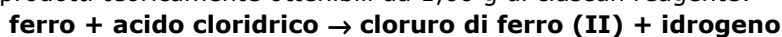
8. (a) Bilanciare la seguente reazione chimica, e calcolare i grammi dei prodotti teoricamente ottenibili da 1,00 g di ciascun reagente:



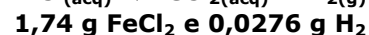
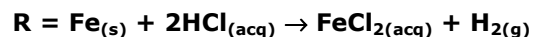
- (b) Calcolare inoltre il volume (STP) del prodotto gassoso che si è formato.



9. Bilanciare la seguente reazione chimica (in forma ionica e in forma molecolare), e calcolare i grammi dei prodotti teoricamente ottenibili da 1,00 g di ciascun reagente:



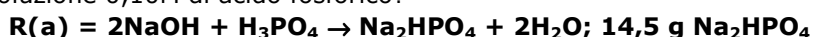
- Calcolare inoltre il volume (STP) del prodotto gassoso che si è formato.



10. Data la reazione:



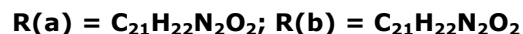
- a) determinare (dopo aver bilanciato l'equazione chimica relativa alla reazione!) quanti grammi di monoidrogeno fosfato di sodio (PF= 141,957 uma) si formano da 10,0 g di idrossido di sodio (PF = 39,996 uma) + 10,0 g di acido fosforico (PM=97,994 uma); b) qual'è la normalità (riferita alla reazione sopra scritta) di una soluzione 0,10M di acido fosforico?



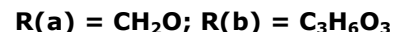


## FORMULA MINIMA E COMPOSIZIONE PERCENTUALE

**1)** Uno dei veleni più potenti, la stricnina, ha massa molecolare 334,42 u. La sua composizione percentuale è: 75,42% di C, 6,635% di H e 8,38% di N con il resto ossigeno. Calcolare la formula minima (empirica) e molecolare della stricnina, sistemando i simboli degli atomi in ordine alfabetico.



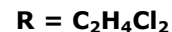
**2)** L'acido lattico (che determina il sapore del latte acido) ha massa molecolare 90,08 u. La sua composizione percentuale è 40,00% di C, 6,71% di H e il resto ossigeno. Calcolare la formula minima (empirica) e molecolare dell'acido lattico, sistemando i simboli degli atomi in ordine alfabetico.



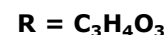
**3)** La coramina sostanza molto usata in medicina come stimolante cardiaco, contiene carbonio, idrogeno, ossigeno ed azoto. Un campione purificato di 3,332 g di coramina contiene 2,23 g di C, 0,267 g di H e 0,535 g di N. Determinare la formula minima della oramina.



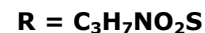
**4)** Un composto organico il cui peso molecolare è 98,96 u è costituito dal 24,0% in peso di C, 71,0 di cloro e 4,05 di H. Calcolare la formula molecolare del composto.



**5)** La vitamina C contiene C, H, e O. Un campione purificato di vitamina C contiene 0,808 g di C, 0,0922 g di H e 1,102 g di O. Determinare la formula minima della vitamina C.



**6)** L'aminoacido cisteina contiene C, H, O, N, S. La sua composizione percentuale è: 29,55% di C, 5,73% di H e 11,30% di N, 26,72% di O con il resto zolfo. Calcolare la formula minima.



**7)** La noradrenalina (trasduttore nervoso) ha massa molecolare 169,183 u. La sua composizione percentuale è: 56,79% di C, 6,61% di H, 8,27% di N e 28,34% di O. Calcolare la formula minima (empirica).



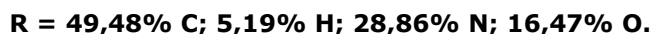
**8)** La caffeina una sostanza presente nel caffè, tè, e cioccolato, che contiene 49,48% in massa di C, 5,15% di H, 28,87% di N e 16,49% di O ed ha un peso molecolare di 194,2 u. Determinare la formula molecolare della caffeina.



**9)** La % in peso degli elementi di un composto è 26,58% di K, 35,35% di Cr e 38,07% di O. Calcolare la formula minima (empirica).



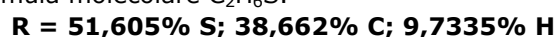
**10)** Un composto organico ha formula molecolare  $C_8H_{10}N_4O_2$ . Determinare le percentuali in peso di C, H, N e O.



**11)** Un composto ha dato all'analisi chimica il seguente risultato: C 44,18%, H 6,80%, O 49,02%. Determinare la formula minima del composto.



**12)** Determinare le % in peso di C, H, S nel composto di formula molecolare  $C_2H_6S$ .



**13)** Un composto ha dato all'analisi chimica il seguente risultato: Ba 69,58%, C 6,090%, O 24,32%. Determinare la formula minima del composto.

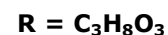




**14)** L'acido isoftalico è un composto organico che contiene 57,83% di C, 3,64% di H e 38,53% di O. Ha PM = 166,13 uma. Determinare la formula molecolare.



**15)** Un composto ha dato all'analisi chimica il seguente risultato: C 39,14%, H 8,75%, O 52,11%. Determinare la formula minima del composto.



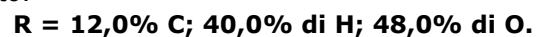
**16)** Il minerale ortoclasio contiene 13 98% di K, 9,97% di Al 29,82% di Si e 46,05% di O. Calcolare la formula minima.



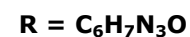
**17)** L'acido acetilsalicilico costituente dell'aspirina ha formula  $C_9H_8O_4$ . Determinare le % degli elementi presenti in tale composto.



**18)** Un campione purificato del minerale calcite di 1,785 g contiene 0,715 g di Ca, 0,214 g di C e 0,856 g di O. Determinare le % degli elementi presenti in tale composto.



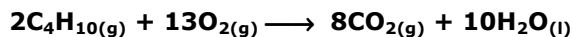
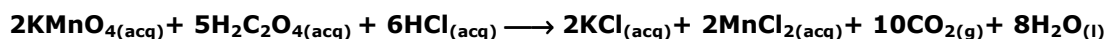
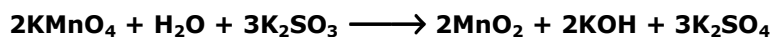
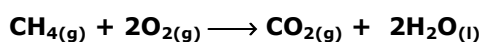
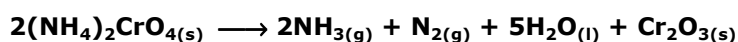
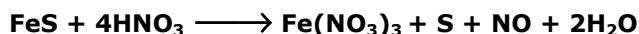
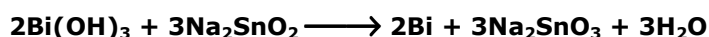
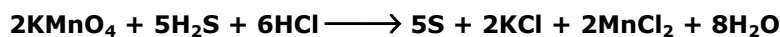
**19)** La iproniazide è un farmaco che contiene 52,54% di C, 5,14% di H 30,65% di N e 11,67% di O. Ha un peso molecolare di 137,15 uma. Determinare la formula molecolare.



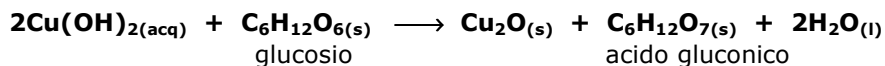
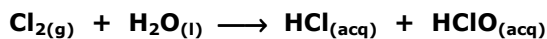
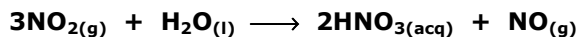
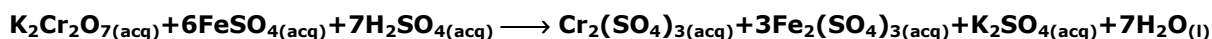


## REDOX

- a) scrivere i nomi dei composti/elementi coinvolti nella reazione;  
b) bilanciare l'equazione chimica

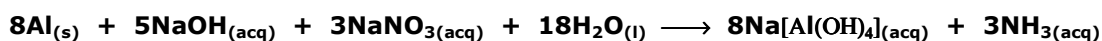
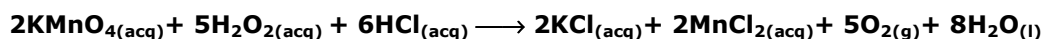
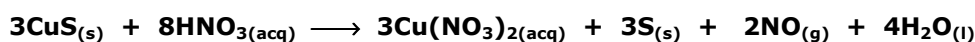
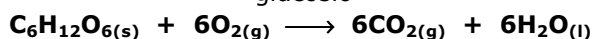


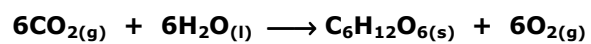
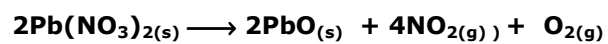
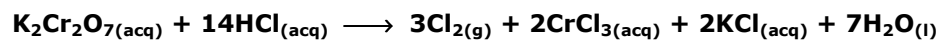
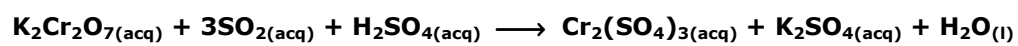
butano



glucosio

acido gluconico







## GAS

1) 3,77 g di un composto contenente atomi di C, H, Cl occupano un volume di 1,281 l, alla pressione di 725 Torr, alla temperatura di 65,0 °C. Calcolare la massa molecolare e la formula del composto in questione. La composizione percentuale di tale composto è C = 14,16%, H = 2,36 % Cl = 83,48%.

$$R(a) = MM = 85,6 \text{ g/mol}$$

$$R(b) = CH_2Cl_2 \text{ formula molecolare}$$

2) Calcolare la massa molecolare di un composto avente densità = 1,435 g/l pressione = 0,838 atm alla temperatura di 26,4 °C.

$$R(a) = MM = 42,1 \text{ g/mol}$$

3) Calcolare il volume occupato da 0,355 moli di SO<sub>2</sub> rispettivamente a 775 mmHg a 25°C e alle condizioni standard.

$$R(a) = V = 8,75 \text{ l}$$

4) 5,83 g di O<sub>2</sub>, 3,90 10<sup>21</sup> molecole di NO, 0,380 mol N<sub>2</sub> occupano un volume di 35,8 l alla temperatura di 19,3 °C. Calcolare la pressione totale.

$$R = P_{tot} = 0,381 \text{ atm}$$

5) Data la reazione  $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$  calcolare il volume di H<sub>2</sub> alla temperatura di 28°C alla pressione di 6,03 10<sup>5</sup> Pa partendo da 1,544 g di zinco.

$$R = V = 0,0981 \text{ l}$$

6) Ad una certa temperatura e pressione NH<sub>3</sub> gassosa fu introdotta in un recipiente di volume 1,5 dm<sup>3</sup> che fu quindi chiuso. Quando si è stabilito l'equilibrio della reazione:



K<sub>c</sub> della reazione all'equilibrio è = 0,50 mol<sup>2</sup>/dm<sup>6</sup>, sono presenti 2,0 moli di N<sub>2</sub>. Calcolare il numero di moli di ammoniaca introdotti inizialmente nel recipiente.

$$R = 23,6 \text{ mol NH}_3 \text{ iniziali}$$

7) A 700 K la costante di equilibrio della reazione  $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$  è 55,3, essendo tutte le specie in fase gassosa.

1,00 mol di H<sub>2</sub> e 1,00 di I<sub>2</sub> sono fatte reagire a questa temperatura in un recipiente di 5,00 dm<sup>3</sup> di volume. Calcolare la concentrazione di HI che quando si è raggiunto lo stato di equilibrio della reazione.

$$R = [HI] = 0,789 \text{ M}$$

8) 10,0 g di di PCl<sub>5</sub> (PM = 208,238 u) sono inizialmente posti in un recipiente di 1,00 dm<sup>3</sup> e la temperatura è portata a 573 K. Quando si è raggiunto lo stato di equilibrio della reazione  $PCl_5 \rightarrow PCl_3 + Cl_2$  si sono formati nel recipiente 4,55 g di PCl<sub>3</sub> (PM = 137,332). Calcolare la costante di equilibrio della reazione

$$R = K_c = 7,37 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

9) Calcolare il volume di ossigeno gassoso (18,5 °C e P = 1,00 10<sup>5</sup> Pa) liberato quando un eccesso di permanganato di potassio viene addizionato in ambiente acido a 50,0 ml di soluzione di H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> contenente 4,50 g di H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> per litro di soluzione.

$$R = V = 0,160 \text{ l}$$

10) Data la reazione in fase gassosa azoto + idrogeno → ammoniaca

a) scrivere e bilanciare l'equazione chimica; b) scrivere l'espressione della K<sub>p</sub>; c) calcolare quanti grammi di prodotto si possono teoricamente ottenere da 1,00 g di azoto e 1,00 g di idrogeno; d) calcolare il volume (STP) del prodotto gassoso.

$$R(c) = 1,22 \text{ g di NH}_3$$

$$R(d) = 1,60 \text{ l NH}_3$$



11) 1,00 g di pentacloruro di fosforo sono posti in un recipiente chiuso di  $1,0 \text{ dm}^3$  e scaldati per alcune ore a 573K. Calcolare la massa di tutte le specie presenti nel recipiente quando si è stabilito l'equilibrio della reazione di decomposizione del pentacloruro di fosforo in tricloruro di fosforo e cloro elementare. Tutte le specie chimiche coinvolte nel processo sono gassose. La Kc a T = 573K è  $4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$ .

$$\mathbf{R(a) \text{ g } PCl_3 = 0,87 \text{ g; g } Cl_2 = 0,31 \text{ g; g } PCl_5 = 0,602 \text{ g}}$$

12) Data la reazione in fase gassosa ossigeno + idrogeno  $\rightarrow$  acqua  
a) scrivere e bilanciare l'equazione chimica; b) scrivere l'espressione della Kp.

13) Data la reazione in fase gassosa azoto + idrogeno  $\rightarrow$  ammoniaca  
a) scrivere e bilanciare l'equazione chimica; b) scrivere l'espressione della Kp.

14) Data la reazione  $CO(g) + H_2O(vap) \rightarrow CO_2(g) + H_2(g)$   
a) scrivere l'espressione della Kp; b) scrivere il nome delle sostanze coinvolte nella reazione.

15) Calcolare le pressioni parziali e le quantità in grammi di idrogeno, ossigeno e azoto presenti in una miscela che occupa un volume di 10,0 l alla temperatura di 32,0°C e alla pressione di 657 Torr, sapendo che la composizione in volume della miscela è:  $H_2$  10,2%;  $O_2$  14,9 %;  $N_2$  74,9 %.

$$\mathbf{R = p_{H_2} = 0,088 \text{ atm; } p_{O_2} = 0,129 \text{ atm; } p_{N_2} = 0,647 \text{ atm} \\ 0,071 \text{ g } H_2; 1,65 \text{ g } O_2 \text{ e } 7,24 \text{ g } N_2}$$

16) Data la reazione (a) da bilanciare:  $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$  calcolare: (b) il volume (STP) di idrogeno che si forma dalla reazione di 1 mole di acido cloridrico; (c) il numero di atomi di idrogeno presenti in tale volume [ $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ].

$$\mathbf{R(a) = 2Al + 6HCl \leftrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2} \\ \mathbf{R(b) = 11,20 \text{ l } H_2} \\ \mathbf{R(c) = 6,022 \times 10^{23} \text{ atomi H}}$$

17) Data la reazione:  $C_6H_{12}O_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$   
(a) bilanciare l'equazione chimica; (b) calcolare il volume (STP) di  $O_2$  necessario a far reagire una mole di glucosio ( $C_6H_{12}O_6$ ).

$$\mathbf{R(a) = C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O} \\ \mathbf{R(b) = 134,4 \text{ l}}$$

18) Data la reazione:  $C_2H_6O + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$   
a) bilanciare l'equazione chimica; b) calcolare il volume (STP) di  $O_2$  necessario a far reagire una mole di alcol etilico ( $C_2H_6O$ ).

$$\mathbf{R(a) = C_2H_6O + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O} \\ \mathbf{R(b) = 67,2 \text{ l}}$$

19) Data la reazione:  $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$  calcolare: (a) il volume (STP) di  $H_2$  che si forma dalla reazione di 1 mole di HCl; (b) il numero di atomi di idrogeno presenti in tale volume [ $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ].

$$\mathbf{R(a) = V_{H_2} = 11,2 \text{ l}} \\ \mathbf{R(b) = 6,022 \times 10^{23} \text{ atomi H}}$$

20) 45 g di iodio (PM = 253,808) e 2,0 g di idrogeno (PM = 2,016) sono scaldati a 400°C. Quando si stabilisce l'equilibrio della reazione sono presenti nella miscela 1,9 g di iodio. Calcolare la Kc della reazione  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ .

$$\mathbf{R(a) = 19}$$





## DOMANDE

1. Dato il numero quantico  $n=4$  indicare tutte le possibili terne di numeri quantici, i tipi di **orbitali atomici** compatibili con questo valore e il massimo numero di elettroni appartenenti a questo livello energetico.
2. (a) Scrivere la configurazione elettronica di **Fe(II)**: .....  
(b) rappresentare la configurazione elettronica *esterna* attraverso la simbologia freccia/casella:  

$s \quad p \quad d$

  
(c) dire se lo ione è **diamagnetico** o **paramagnetico** .
3. Dati gli elementi **rubidio**, **xeno** e **cripto**, dire quale **atomo** ha raggio atomico **248**, quale **131** e quale **112** (scrivere il simbolo dell'elemento e a fianco il valore del raggio atomico, espresso nella corretta unità di misura):  
.....
4. . Dato un elemento **M** avente energia di **I ionizzazione** 738 kJ/mol; energia di **II ionizzazione** 1451 kJ/mol ed energia di **III ionizzazione** 7733 kJ/mol, dire:  
**a)** a che gruppo appartiene questo elemento? .....**b)** quale ione tenderà a formare? .....
5. Scrivere due proprietà (una **fisica** e una **chimica**) che caratterizzano rispettivamente:  
**a) metallo** .....  
**b) non metallo**.....
6. **a)** indicare con una crocetta nell'apposita casella se la sostanza è ionica o covalente; **b)** se ionica scrivere (a fianco delle caselle) il simbolo degli ioni che la costituiscono, se covalente scrivere la formula di Lewis:  

	ionico	covalente
<b>MnO</b>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> .....
<b>HF</b>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> .....
<b>N<sub>2</sub>O</b>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> .....
<b>CaH<sub>2</sub></b>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> .....
7. **a)** Ibridazione del boro e geometria molecolare nel tricloruro di boro (**teoria del legame di valenza**); **b)** la molecola è **polare**? motivare.
8. Quali **forze intermolecolari** tengono unite le particelle nei seguenti **liquidi**?  
a. **pentano (C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>)**.....  
b. **propanolo (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>OH)**.....  
c. **dimetiletere (CH<sub>3</sub>OCH<sub>3</sub>)**. ....  
d. **acqua**.....  
motivare in base alla formula molecolare (di Lewis).
9. Il punto di ebollizione normale di **CH<sub>3</sub>Cl** (clorometano) è **-24,2°C** mentre quello di **CH<sub>3</sub>I** è **42,4°C**. **a)** Quale dei due composti presenta forze intermolecolari maggiori in fase liquida? **b)** Perché? **c)** Qual è il valore della pressione di vapore al punto di ebollizione normale?
10. Fare un esempio di solido **a)** ionico....., **b)** metallico ....., **c)** covalente....., **d)** molecolare.....
11. **a)** Indicare la particella avente raggio maggiore in ogni coppia: Mn, Mn<sup>2+</sup>; S, S<sup>2-</sup>. **b)** Scrivere la configurazione elettronica e il diagramma degli orbitali atomici occupati delle specie ioniche sopra scritte.



- 12.** Descrivere: a) schema degli orbitali ibridi utilizzati dall'atomo di S nella molecola di  $\text{H}_2\text{S}$ ; b) struttura e geometria della molecola secondo la Teoria del Legame di Valenza.
- 13.** Un elemento forma composti binari con l'ossigeno di formula generica  $\text{M}_2\text{O}$ , e MH con l'idrogeno, entrambi ionici. **a)** dire a quale gruppo appartiene l'elemento; **b)** scrivere la sua configurazione elettronica esterna generica, **c)** qual'è il comportamento in acqua di  $\text{M}_2\text{O}$  e di MH?
- 14.** Scrivere la formula delle seguenti sostanze: a) acido solforico; b) ossido di potassio; c) bromuro di ammonio; d) idrogenosolfato di sodio; e) cloruro di magnesio esaidrato; f) esaclorocromato (III) di potassio; g) nitrato di tetraacquorame (II); h) tetraiodoplatinato (II) di litio.
- 15.** Scrivere la configurazione elettronica delle seguenti specie chimiche: a) ione rameico; b) ione bario; c) ione stagno (II), e dire se sono paramagnetiche o diamagnetiche (motivare).
- 16.** Disegnare la struttura di Lewis e la geometria VSEPR delle seguenti molecole:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$  e  $\text{CO}_3^{2-}$ .
- 17.** Descrivere il legame presente nelle seguenti molecole in base alla teoria del legame di valenza:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$  e  $\text{CO}_3^{2-}$ .
- 18.** (a) Quali forze di coesione tengono unite le molecole nei seguenti liquidi: acqua, esano? (si consiglia di scrivere la formula di struttura delle molecole). (b) La tensione di vapore del metanolo  $\text{CH}_3\text{OH}$  a  $25^\circ\text{C}$  è 122,7 Torr, quella del benzene  $\text{C}_6\text{H}_6$  è 94,6 Torr: qual è il liquido più volatile? e perché?
- 19.** Quale delle seguenti sostanze conduce meglio la corrente elettrica allo stato solido?  
 $\text{Si}$  ,  $\text{Li}$  ,  $\text{KBr}$  .  
Quale delle seguenti sostanze conduce meglio la corrente elettrica allo stato liquido?  
 $\text{H}_2\text{O}$  ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ,  $\text{Si}$  .  
Motivare brevemente le risposte.
- 20.** Scrivere la formula delle seguenti sostanze:  
a) acido nitrico; b) ossido di rubidio; c) ioduro di ammonio; d) monoidrogenofosfato di sodio; e) solfato di magnesio eptaidrato; f) esacianoferrato (II) di potassio; g) nicheltetracarbonile; h) cloruro di esaamminocobalto (II).
- 21.** Quante moli di ciascun elemento sono contenute in 1,38 g di carbonato di potassio ( $\text{PF}=138,212$  uma)?
- 22.** Scrivere la configurazione elettronica delle seguenti specie chimiche: a) ione manganoso; b) ione ioduro, e dire se sono paramagnetiche o diamagnetiche (motivare).
- 23.** Scrivere la formula di Lewis delle seguenti molecole e prevedere la geometria molecolare (VSEPR): a) ozono; b) benzene; c) monossido di carbonio.
- 24.** Scrivere l'equazione chimica bilanciata (in forma molecolare e ionica) relativa alla preparazione del cloro elementare per ossidazione di una soluzione acquosa di acido cloridrico con biossido di manganese.
- 25.** (a) Scrivere la formula di Lewis del tetrafluoruro di zolfo e dell'acetilene ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) e b) predirne la geometria molecolare (teoria VSEPR).
- 26.** Un elemento forma composti binari con l'ossigeno di formula generica  $\text{M}_2\text{O}$  e con l'idrogeno MH, entrambi ionici. a) Dire a quale gruppo appartiene l'elemento; b) scrivere la configurazione elettronica esterna generica dell'elemento.
- 27.** Illustrare le proprietà acido-base in acqua di  $\text{M}_2\text{O}$  e di MH dell'esercizio precedente.



- 28.** Data la reazione (da scrivere e bilanciare):  
biossido di azoto + monossido di carbonio  $\rightarrow$  biossido di carbonio + monossido di azoto  
a) dire qual è l'ordine di reazione della reazione essendo:  $v = k [\text{NO}_2]^2$ ; b) scrivere l'espressione che indica la dipendenza di  $k$  dalla temperatura.
- 29.** Indicare quali delle seguenti reazioni, nella direzione in cui sono riportate, sono favorite o sfavorite dal termine entropico che compare nell'espressione dell'energia libera (scrivere l'espressione):  
 $\text{Mg(OH)}_2(\text{s}) \rightarrow \text{MgO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$   
 $2 \text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}(\text{g})$   
 $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- 30.** Scrivere la formula di Lewis delle seguenti specie chimiche: a) pentacloruro di fosforo; b) ione carbonato; c) triossido di zolfo e prevederne la geometria molecolare VSEPR.
- 31.** Quale di queste sostanze conduce meglio la corrente elettrica allo stato solido? A) Si; b) K; c) NaOH. E quali di queste allo stato liquido? A)  $\text{S}_8$  b)  $\text{NaNO}_3$ ; c)  $\text{P}_2\text{O}_5$ .
- 32.** a) Scrivere la configurazione elettronica di Mn(II): ..... e dire se lo ione è diamagnetico o paramagnetico. b) disporre i seguenti gruppi di atomi in ordine di grandezza crescente:  
Be, Mg, Ca; Te, I, Xe; Ga, Ge, In; As, N, F; S, Cl, F
- 33.** Dato un elemento M avente energia di I ionizzazione 580 kJ/mol; energia di II ionizzazione 1815 kJ/mol, energia di III ionizzazione 2740 kJ/mol, ed energia di IV ionizzazione 11 600 kJ/mol, dire:  
a) a che gruppo appartiene questo elemento? ..... b) quale ione tenderà a formare? .....
- 34.** Fare un esempio di solido a) ionico....., b) metallico ....., c) covalente....., d) molecolare...
- 35.** a) Ibridazione e geometria molecolare (teoria del legame di valenza) nelle seguenti molecole: etino ( $\text{C}_2\text{H}_2$ , acetilene); acqua; dicloruro di berillio; b) le molecole sono polari? Motivare.
- 36.** a) Scrivere la formula di Lewis delle seguenti specie chimiche:  $\text{XeF}_4$  e  $\text{IF}_5$ ; b) predire la loro geometria in base alla teoria VSEPR; c) indicare se le molecole sono polari. Motivare.
- 37.** Date le seguenti specie chimiche: ione nitrato, biossido d'azoto e ozono, scrivere le formule di Lewis di risonanza.
- 38.** Perché la molecola *cis*  $\text{CHCl=CHCl}$  ha momento dipolare non nullo (1,90 D) mentre l'isomero *trans* ha momento dipolare nullo? b) per quale molecola di ciascuna delle seguenti coppie ci si può attendere che il legame a idrogeno con altre molecole dello stesso tipo sia maggiore?  $\text{CH}_3\text{OH}$  e  $\text{H}_2\text{CO}$ ; HF e HI. Motivare.
- 39.** Dato il numero quantico  $n=4$  indicare i tipi di orbitali atomici compatibili con questo valore e il massimo numero di elettroni appartenenti a questo livello.
- 40.** a) Scrivere la configurazione elettronica *esterna* di Cr (III): .....  
b) rappresentare la configurazione elettronica *esterna* attraverso la simbologia freccia/casella:
- s      p      d
- c) dire se lo ione è diamagnetico o paramagnetico .



41. a) Dati gli elementi rubidio e iodio, dire quale atomo ha raggio atomico 235 nm e quale 140 nm (scrivere il simbolo dell'elemento e a fianco il valore del raggio atomico);  
.....  
b) dati gli ioni: fosforo, sodio e ferro (II) scriverne il simbolo, dire se il loro raggio ionico è maggiore o minore del raggio atomico corrispondente.....  
.....  
.....  
.....  
.....
42. Dato un elemento M avente energia di I ionizzazione 502 kJ/mol, di II ionizzazione 996 kJ/mol e di III ionizzazione 3390 kJ/mol, dire:  
a) a che gruppo appartiene questo elemento?  
.....  
b) quale ione tenderà a formare?  
.....
43. Scrivere due proprietà (una fisica e una chimica) che caratterizzano rispettivamente:  
a) metallo .....  
b) non metallo.....
44. indicare se la sostanza è ionica o covalente; b) se ionica scrivere (a fianco delle caselle) il simbolo degli ioni che la costituiscono, se covalente scrivere la formula di Lewis:
- |                  | ionico                   | covalente                      |
|------------------|--------------------------|--------------------------------|
| CaO              | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> ..... |
| H <sub>2</sub> S | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> ..... |
| CO               | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> ..... |
| CuS              | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> ..... |
45. a) Ibridazione dell'azoto e geometria molecolare nell'ammoniaca (teoria del legame di valenza);  
b) la molecola è polare? motivare.
46. Dato il numero quantico  $n=3$  indicare i tipi di orbitali atomici compatibili con questo valore e il massimo numero di elettroni appartenenti a questo livello.
47. a) Scrivere la configurazione elettronica *esterna* di Mn (II): .....  
b) rappresentare la configurazione elettronica attraverso la simbologia freccia/casella:
- |   | s | p | d |
|---|---|---|---|
| c) dire se lo ione è diamagnetico o paramagnetico . |   |   |   |
48. Elemento M: energia di I ionizzazione 520 kJ/mol; energia di II ionizzazione 7297 kJ/mol; energia di III ionizzazione 11 810 kJ/mol.  
a) A che gruppo appartiene questo elemento? .....  
b) Quale ione tenderà a formare? .....
- 49.
- |                 | ionico                   | covalente                |
|-----------------|--------------------------|--------------------------|
| CsCl            | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| HBr             | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| CO <sub>2</sub> | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| MnO             | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
- a) indicare se la sostanza è ionica o covalente; b) se ionica scrivere (a fianco delle caselle) il simbolo degli ioni che la costituiscono, se covalente scrivere la formula di Lewis.
50. Quali forze di coesione (intermolecolari) tengono unite le particelle nei seguenti liquidi:



- a. mercurio .....
- b. acido acetico .....
- c. benzene .....

**51.** La tensione di vapore dell'acqua a 25°C è 23,8 Torr, quella del benzene è 94,6 Torr.

- a)** Qual è il liquido più volatile? .....
- b)** Perché? .....



## STECIOMETRIA

1. Avendo una soluzione acquosa di  $\text{KMnO}_4$  0,715 N come ossidante in ambiente acido calcolare: (a) i ml di soluzione necessari per avere 0,131 g di  $\text{KMnO}_4$ ; (b) i ml di soluzione necessari per avere 0,0021 equivalenti di  $\text{KMnO}_4$  come ossidante in ambiente acido.

$$\mathbf{R(a) = 5,79 \text{ ml}}$$

$$\mathbf{R(b) = 2,9 \text{ ml}}$$

2. Si calcoli la molalità di una soluzione acquosa al 10% in peso di un composto organico di peso molecolare 113 u.

$$\mathbf{R = 9,8 \times 10^{-1} \text{ m}}$$

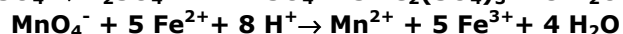
3. Calcolare la normalità di una soluzione acquosa 0,500 M di acido ortofosforico che reagisce con NaOH per dare  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ . Calcolare la normalità della soluzione di idrossido di sodio sapendo che 100,0 ml di soluzione di acido ortofosforico reagiscono con 40,9 ml di soluzione di NaOH.

$$\mathbf{R = 2,44 \text{ N}}$$

4. Dati 0,550 g di solfato di rame penta-idrato ( $\text{PF} = 249,677 \text{ u}$ ) sciolti in 225 g di acqua, calcolare la molalità della soluzione.

$$\mathbf{R = 9,79 \times 10^{-3} \text{ m}}$$

5. Scrivere l'equazione chimica bilanciata, in forma ionica e in forma molecolare, relativa all'ossidazione del solfato di ferro (II) da parte del permanganato di potassio (in ambiente acido). Calcolare i grammi di permanganato di potassio (in ambiente acido) contenuti in 150  $\text{cm}^3$  di una soluzione acquosa 0,010N.



$$\mathbf{R(b) = 4,8 \times 10^{-2} \text{ g}}$$

6. (a) Quanti ml di una soluzione acquosa di acido iodidrico 0,100M reagiscono con 10,0 ml di idrossido di rubidio 0,150M? (b) Qual'è la normalità dell'acido iodidrico (come acido)? (c) Qual'è la normalità dell'acido iodidrico come ossidante (nelle reazioni in cui lo iodio passa da numero di ossidazione -1 a 0) ?

$$\mathbf{R(a) = 15,0 \text{ ml}}$$

$$\mathbf{R(b) = 0,100 \text{ N come acido}}$$

$$\mathbf{R(c) = 0,100 \text{ N come ossidante}}$$

7. Calcolare il volume di una soluzione acquosa 0,300 M di acido iodidrico che reagisce con 15,0  $\text{cm}^3$  di una soluzione acquosa di idrossido di potassio 0,500 M.

$$\mathbf{R = 25,0 \text{ cm}^3}$$

8. Calcolare il volume di una soluzione acquosa 0,500 M di acido cloridrico che neutralizza 25,0  $\text{cm}^3$  di una soluzione acquosa di idrossido di potassio 0,700 M.

$$\mathbf{R = 35,0 \text{ cm}^3}$$

9. Calcolare quanti  $\text{cm}^3$  occorre prelevare da una soluzione acquosa 0,275 M di ioduro di potassio [ $\text{PF}=166,006 \text{ u}$ ] per: a) avere 22,7 g di ioduro di potassio; b) avere 0,165 eq di ioduro di potassio come riducente (lo ioduro si ossida a iodato); c) ridurre 1,47 g di dicromato di potassio [ $\text{PF}=294,189 \text{ u}$ ] a cromo (III).

$$\mathbf{R(a) = 495 \text{ cm}^3}$$

$$\mathbf{R(b) = 100 \text{ cm}^3}$$

$$\mathbf{R(c) = 18,2 \text{ cm}^3}$$

10. Dati 15,34 g di dicromato di potassio ( $\text{PF} = 294,189 \text{ u}$ ) in 250 ml di soluzione acquosa, calcolare: a) il numero di moli di sostanza; b) il numero di equivalenti di sostanza (riferiti a  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{e}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ , da bilanciare); c) la molarità; d) la normalità; e) il numero di atomi di ciascun elemento contenuti in 15,34 g di dicromato di potassio.

$$\mathbf{R(a) = 0,05214 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$$



$$\begin{aligned}R(b) &= 0,3129 \text{ eq } K_2Cr_2O_7 \\R(c) &= 0,209M \\R(d) &= 1,25N \\R(e) &= 0,6280 \times 10^{23} \text{ at K, Cr} \\&2,20 \times 10^{23} \text{ at O}\end{aligned}$$

11. Dati 29,42 g di permanganato di potassio (PF = 158,040 u) in 150 ml di soluzione acquosa, calcolare: a) il numero di moli di sostanza; b) il numero di equivalenti di sostanza (riferiti a  $MnO_4^- + e^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + H_2O$ , da bilanciare); c) la molarità; d) la normalità; e) il numero di atomi di ciascun elemento contenuti in 29,42 g di permanganato di potassio.

$$\begin{aligned}R(a) &= 0,1862 \text{ mol } KMnO_4 \\R(b) &= 0,9308 \text{ eq } KMnO_4 \\R(c) &= 1,24M \\R(d) &= 6,20N \\R(e) &= 1,12 \times 10^{23} \text{ at K, Mn} \\&4,49 \times 10^{23} \text{ at O}\end{aligned}$$

12. Avendo una soluzione acquosa di  $HNO_3$  0,938 N come ossidante ( $HNO_3$  si riduce a NO) calcolare: a) i grammi di  $HNO_3$  contenuti in  $392,3 \text{ cm}^3$  di soluzione; b) gli equivalenti di  $HNO_3$  contenuti in  $54,1 \text{ cm}^3$  di soluzione.

$$\begin{aligned}R(a) &= 7,73 \text{ g } HNO_3 \\R(b) &= 0,0508 \text{ eq di } HNO_3\end{aligned}$$

13. Quanti  $\text{cm}^3$  di una soluzione di acido solforico 0,10 N sono necessari per neutralizzare una soluzione in cui sono state sciolte: a) 0,01 mol di idrossido di sodio e b) 0,01 mol di idrossido di calcio?

$$\begin{aligned}R(a) &= 100 \text{ cm}^3 \\R(b) &= 200 \text{ cm}^3\end{aligned}$$

14. In una reazione è necessario utilizzare 125 ml di permanganato di potassio 0,200N come ossidante in ambiente acido. Calcolare il volume di soluzione di permanganato di potassio 0,500M che deve essere diluito con  $H_2O$  per ottenere i 125 ml della soluzione richiesta.

$$R = 10,0 \text{ ml}$$

15. Dati 151,0 g di permanganato di potassio in 250 ml di soluzione acquosa, calcolare: (a) il numero di moli; (b) il numero di equivalenti (riferiti a  $MnO_4^- + e^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + H_2O$  da bilanciare); (c) la molarità; (d) la normalità.

$$\begin{aligned}R(a) &= 0,9555 \text{ mol} \\R(b) &= 4,777 \text{ eq} \\R(c) &= 3,822M \\R(d) &= 19,11N\end{aligned}$$

16. Quanti  $\text{cm}^3$  di una soluzione di acido solforico 0,10 N sono necessari per neutralizzare una soluzione acquosa contenente 0,0010 mol di idrossido di potassio?

$$R = 10 \text{ cm}^3$$

17. (a) Quanti ml di una soluzione acquosa di acido nitrico 0,200M reagiscono con 20,0 ml di idrossido di sodio 0,100M? (b) Qual'è la normalità dell'acido nitrico (come acido)? (c) Qual'è la normalità dell'acido nitrico come ossidante (nelle reazioni in cui l'azoto passa da numero di ossidazione +5 a +2) ?

$$\begin{aligned}R(a) &= 10,0 \text{ ml} \\R(b) &= 0,200N \\R(c) &= 0,600N\end{aligned}$$

18. Calcolare quanti grammi di  $FeSO_4$  sono necessari per ridurre, in ambiente acido, 0,0638 moli di  $K_2Cr_2O_7$  a sale di Cr(III).  $FeSO_4$  si ossida a  $Fe_2(SO_4)_3$ .

$$R = 58,2 \text{ g } FeSO_4$$



19. Si sciolgono 10,30 g di HCl in una quantità di acqua tale da ottenere 200,5 ml di soluzione. Calcolare la molarità e la molalità sapendo che la densità della soluzione è 1,02 g/ml.

**R = 1,41 M e 1,45 m**

20. E' data una soluzione di  $K_2Cr_2O_7$  2,00 N come ossidante in ambiente acido. Sapendo che il prodotto di riduzione è un sale di Cr(III), calcolare la molarità e la quantità di  $K_2Cr_2O_7$  in 190,3 ml di soluzione.

**R = 0,333 M; 18,6 g  $K_2Cr_2O_7$**





## LUNGHEZZA D'ONDA

1. Calcolare la lunghezza d'onda associata a una pallina di 10 g che viaggia alla velocità di 50 km/h. La costante di Planck vale  $6,63 \times 10^{-34}$  J s/fotone;  $1\text{J} = 1\text{Kg m}^2/\text{s}^2$

$$R = 4,7 \times 10^{-33} \text{ m}$$

2. (a) Calcolare l'energia associata a una mole di fotoni di luce gialla ( $\lambda = 589 \text{ nm}$ ).  $c = 3,00 \times 10^8$  m/s;  $h = 6,63 \times 10^{-34}$  J.s/fotone;  $1\text{J} = 1\text{Kg m}^2/\text{s}^2$ . (b) Disegnare un'onda e indicare la lunghezza d'onda e l'ampiezza.

$$R(a) = 3,38 \times 10^{-19} \text{ J/fotone}$$

$$R(b) = 204 \text{ kJ/mol}$$

3. (a) Calcolare l'energia associata a una mole di fotoni di luce verde ( $\lambda = 486,1 \text{ nm}$ ;  $h = 6,63 \times 10^{-34}$  J s;  $c = 3,00 \times 10^8$  m/s;  $1\text{J} = 1\text{kg m}^2/\text{s}^2$ ); (b) dire se l'energia associata a una mole di fotoni di luce rossa è maggiore o minore di questa.

$$R(a) = 246 \text{ kJ/mol}$$

$$R(b) = \lambda_{\text{luce rossa}} > \lambda_{\text{luce verde}}, \text{ perciò } v_{\text{rossa}} < v_{\text{verde}}$$

$$E \text{ conseguentemente } E_{\text{rossa}} < E_{\text{verde}}$$

4. Calcolare la lunghezza d'onda di De Broglie di un protone che si muove alla velocità di  $1,00 \times 10^5$  m/s. La massa del protone è  $1,67 \times 10^{-27}$  kg. La costante di Planck  $h = 6,63 \times 10^{-34}$  J.s.

$$R = 3,97 \times 10^{-12} \text{ m} = 3,97 \text{ pm}$$

5. a: disegnare un'onda indicandone lunghezza d'onda e ampiezza. b: calcolare la frequenza e l'energia della luce blu di lunghezza d'onda 425 nm.  $C = 3,00 \times 10^8$  e  $h = 6,63 \times 10^{-34}$  J.s/fotone

$$Rb = 7,06 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}; 4,68 \times 10^{-19}$$

J/fotone