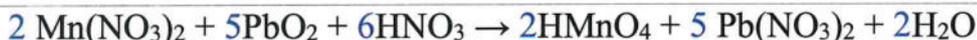


CORSO DI LAUREA TRIENNALE IN CHIMICA E TECNOLOGIE CHIMICHE
CORSO DI CHIMICA GENERALE E INORGANICA E LABORATORIO (CORSO A)

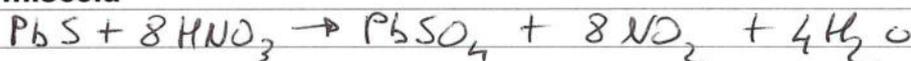
PROVA SCRITTA DEL 26 01 2022

COGNOME _____ NOME _____ MATRICOLA _____

1) **Punti 4** Bilanciare le seguenti reazioni di ossidoriduzione **esplicitando nella parte sottostante il procedimento fatto per trovare i coefficienti elettronici**. Aggiungere se necessario quanto manca al bilancio di carica e/o massa



2) **Punti 4** Una miscela di solidi, di massa 1,00Kg contiene PbS. Facendo reagire la miscela con un eccesso di HNO₃ secondo la reazione
 $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (da bilanciare)
si sviluppano 180 dm³ di NO₂ alla pressione di 0,800atm e T=40.0°C. Calcolare la % in massa di PbS nella miscela



$$V = 180 \text{ dm}^3 \rightarrow 180 \text{ l} \quad T(40.0 + 273.15) = 313.15 \text{ K}$$

$$n^{\circ} \text{ moli NO}_2 = \frac{PV}{RT} = \frac{0.800 \cdot 180}{0.0821 \cdot 313.15} = 5.601017 \text{ moli di NO}_2$$

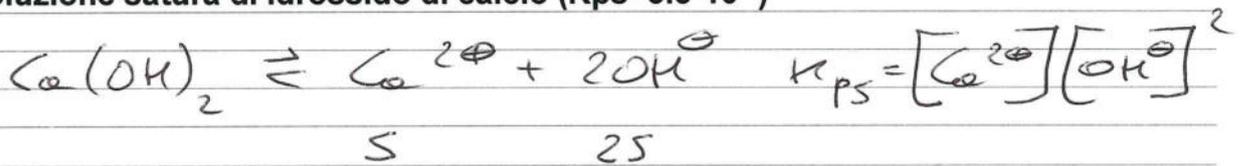
$$n^{\circ} \text{ moli PbS} = n^{\circ} \text{ moli NO}_2 \cdot \frac{1}{8} = 0.700127$$

$$g \text{ PbS} = 0.700127 \text{ mol} \times 239.266 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 167.52 \text{ g}$$

$$\frac{\% P}{\%} = \frac{167.52}{1000 \text{ g}} \times 100 = 16.8 \%$$

R= 16.8

3) Punti 4 Calcolare la concentrazione molare di tutte le specie presenti in 0.40 litri di soluzione satura di idrossido di calcio ($K_{ps}=5.5 \cdot 10^{-6}$)



$$K_{ps} = 5.5 \cdot 10^{-6} = [S][2S]^2 = 4S^3$$

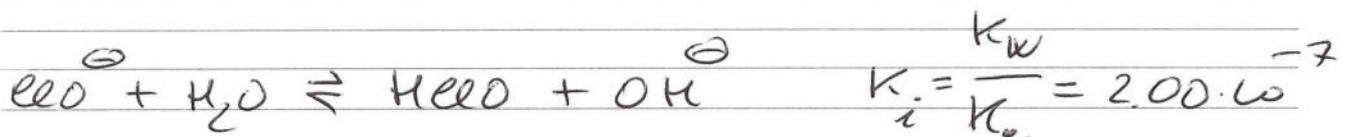
$$S = \sqrt[3]{\frac{5.5 \cdot 10^{-6}}{4}} = 1.112 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 1.112 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \times S = 2 \times 1.112 \cdot 10^{-2} = 2.224 \cdot 10^{-2}$$

$R =$ $\text{Ca}^{2+} = 1.112 \cdot 10^{-2}$ $\text{OH}^- = 2.224 \cdot 10^{-2}$
--

4) Punti 4 Calcolare il pH di una soluzione di NaClO 0,10M. Il valore di K_a per HClO è $K_a=5.0 \cdot 10^{-8}$



I	0.10	/	/
---	------	---	---

V	-X	+X	+X
---	----	----	----

E	0.10-X	+X	+X
---	--------	----	----

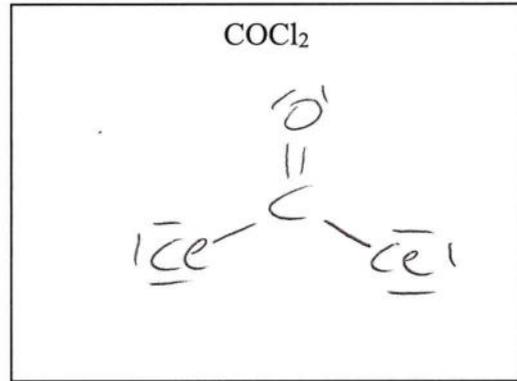
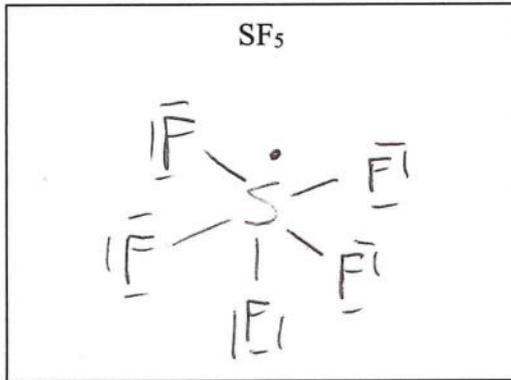
$$K_i = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = 2.00 \cdot 10^{-7}$$

$$2.00 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{0.10-x} \Rightarrow x = [\text{OH}^-] = 1.41 \cdot 10^{-4}$$

R = 10.15

$$\text{pOH} = 3.849 \rightarrow \text{pH} = 10.15$$

5) Puntii 2 Disegnare nei riquadri sottostanti le formule di struttura di Lewis complete per i due composti indicati. Nel caso una formula possa essere descritta da più formule di risonanza è sufficiente riportarne una.



6) Puntii 2 Sulla base dei seguenti valori dei potenziali di riduzione standard, indicare quale/i delle seguenti specie è in grado di ossidare Zn a Zn²⁺ ($E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.761 \text{ V}$).

$E^\circ(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -1.185 \text{ V}$

SI / ~~NO~~

$E^\circ(\text{In}^{3+}/\text{In}^{2+}) = -0.490 \text{ V}$

~~SI~~ / NO

$E^\circ(\text{Li}^+/\text{Li}) = -3.040 \text{ V}$

SI / ~~NO~~

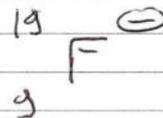
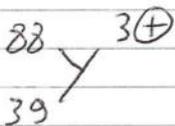
$E^\circ(\text{I}_2/2\text{I}^-) = +0.535 \text{ V}$

~~SI~~ / NO

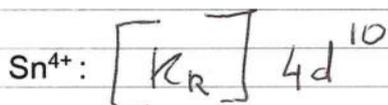
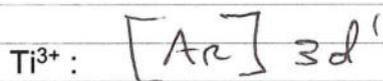
7) Puntii 1 Scrivere il simbolo completo che identifica le specie aventi i seguenti numeri atomici, di massa e configurazione elettronica

A=88 Z=39 [Kr]

A=19 Z=9 [He] 2s² 2p⁶

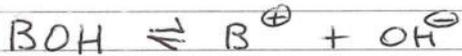


8) Puntii 1 Scrivere la configurazione elettronica per i seguenti ioni



9) Punt 4 Calcolare quanti ml di una soluzione di una base debole BOH (massa molare = 28,53 g/mol) al 32,0% p/p (d=0.89 g/ml) sono necessari per preparare 1 litro di soluzione con pH=11.00 ($K_b=1.20 \cdot 10^{-5}$).

$$pH = 11.00 \rightarrow pOH = 13.00 \rightarrow [OH^-] = 1.000 \cdot 10^{-3}$$



$$[BOH] = \frac{0.89 \cdot 1000 \cdot \frac{32}{100}}{28.53} = 9.982 M$$

$$1 \quad C \quad / \quad /$$

$$V = 1.10^{-3} \quad + 1.10^{-3} \quad + 1.10^{-3}$$

$$C \cdot V = C \cdot V$$

$$E \quad C = 1.10^{-3} \quad + 1.10^{-3} \quad + 1.10^{-3}$$

$$9.982 \cdot X = 0.0843 \cdot 1000 \text{ ml}$$

$$K_b = 1.20 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{(10^{-3})^2}{C - 10^{-3}}$$

$$X = 8.445 \text{ ml}$$

$$C = 0.0843$$

$$R = 8.45$$

10) Punt 4 Una soluzione acquosa contenente 1.09g di un composto (non volatile e indissociato) in 122.4ml di H₂O (d(H₂O)=1.00g/ml) presenta un abbassamento crioscopico di 0.220 °C ($K_{cr}(\text{H}_2\text{O}) = 1.86 \text{ °C} \cdot \text{Kg/mol}$.) Determinare la formula molecolare del composto sapendo che questo contiene C(15.66%), H(5.37%), S(42.12%), N(36.93%).

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot m \cdot i \quad (i = 1)$$

$$m = \frac{\Delta T_{cr}}{K_{cr}} = \frac{0.220}{1.86} = 0.118$$

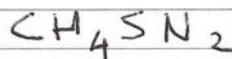
$$m = \frac{m \cdot \text{moli}}{K_{cr} \text{ solv.}} \Rightarrow m \cdot \text{moli} = 0.0145 \text{ mol}$$

$$MM \text{ composto} = \frac{1.09 \text{ g}}{0.0145} = 75.17 \text{ g/mol}$$

$$m \cdot \text{mole C} = \frac{15.66 \text{ g}}{12.011 \text{ g/mol}} = 1.3039 \rightarrow 1$$

FORMULA MINIMA

$$m \cdot \text{mole H} = \frac{5.37 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = 5.3274 \rightarrow 4$$



$$m \cdot \text{mole S} = \frac{42.12 \text{ g}}{32.07 \text{ g/mol}} = 1.3134 \rightarrow 1$$

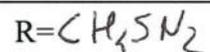
$$MM \text{ FORMULA MINIMA} = 76.12 \text{ g/mol}$$

$$m \cdot \text{mole N} = \frac{36.93 \text{ g}}{14.01 \text{ g/mol}} = 2.6359 \rightarrow 2$$

$$n \approx 1$$



FORMULA MOLECOLARE
identica alla
FORMULA EMPIRICA

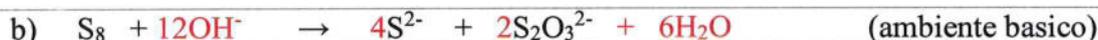
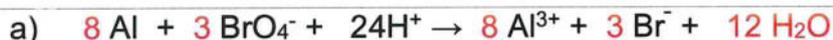


CORSO DI LAUREA TRIENNALE IN CHIMICA E TECNOLOGIE CHIMICHE
CORSO DI CHIMICA GENERALE E INORGANICA E LABORATORIO (CORSO A)

PROVA SCRITTA DEL 26 01 2022

COGNOME _____ NOME _____ MATRICOLA _____

1) Punti 4 Bilanciare le seguenti reazioni di ossidoriduzione **esplicitando nella parte sottostante il procedimento fatto per trovare i coefficienti elettronici**. Aggiungere se necessario quanto manca al bilancio di carica e/o massa



2) Punti 4 Una miscela di solidi, di massa 0.200Kg contiene CuS. Facendo reagire CuS secondo la reazione



si sviluppano 180 dm^3 di NO_2 alla pressione di 2.13 atm e $T=27.5^\circ\text{C}$. Calcolare la % in massa di CuS nella miscela

$V = 180 \text{ L}$ $\text{CuS} + 8 \text{ HNO}_3 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 8 \text{ NO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$
 $T = 300.65 \text{ K}$

$n^{\circ} \text{ mole NO}_2 = \frac{PV}{RT} = \frac{2.13 \cdot 180}{0.0821 \cdot 300.65} = 15.5327 \text{ mol}$

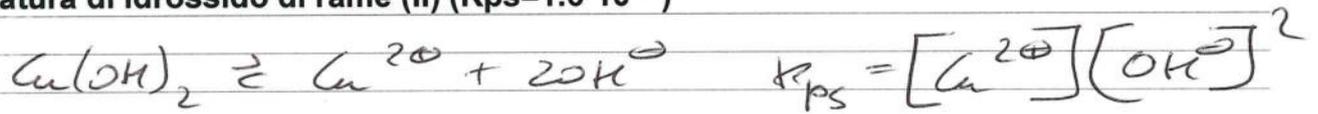
$n^{\circ} \text{ mole CuS} = 15.5327 \cdot \frac{1}{8} = 1.9416 \text{ mol}$

$g \text{ CuS} = 1.9416 \times 95.613 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 185.64 \text{ g}$

$\frac{g}{g} = \frac{185.64}{200} \times 100$

R= 92.8%

3) Punti 4 Calcolare la concentrazione molare di tutte le specie presenti in soluzione satura di idrossido di rame (II) ($K_{ps}=1.6 \cdot 10^{-19}$)



$$1.6 \cdot 10^{-19} = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{1.6 \cdot 10^{-19}}{4}} = 3.42 \cdot 10^{-7}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 3.42 \cdot 10^{-7}$$

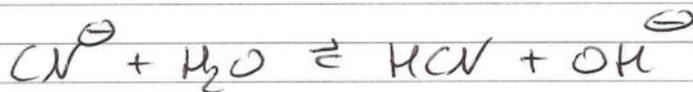
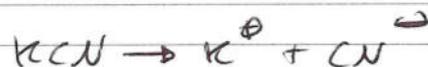
$$[\text{OH}^-] = 2s = 6.84 \cdot 10^{-7}$$

R=

4) Punti 4 0.500g di KCN vendono sciolti in 500ml di H₂O. Calcolare il pH ed il % di idrolisi del sale. [$K_a(\text{HCN})=7.2 \cdot 10^{-10}$]

$$m \cdot \text{mole KCN} = \frac{0.500 \text{ g}}{65.12 \frac{\text{g}}{\text{mole}}} = 7.678 \cdot 10^{-3} \rightarrow [\text{KCN}] = 0.0154 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{K_a}{K_w} = 1.39 \cdot 10^{-5}$$



I	$1.54 \cdot 10^{-5}$	—	—
V	—	+ X	+ X
E	$1.54 \cdot 10^{-5} - x$	+ X	+ X

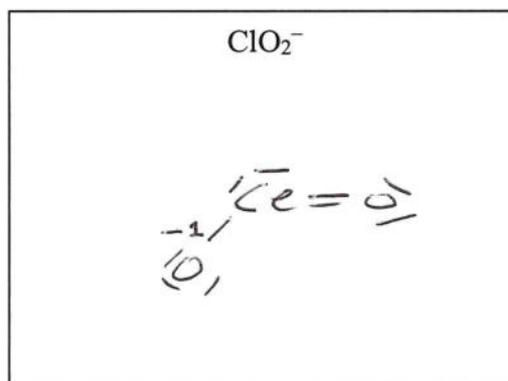
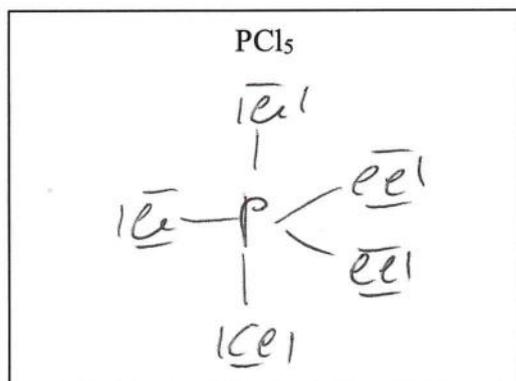
$$1.39 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{1.54 \cdot 10^{-5} - x}$$

$$\rightarrow x = 4.557 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \text{pH} = 10.66$$

R= 10.66
3%

$$\% \text{ idrolisi} = \frac{4.557 \cdot 10^{-5}}{1.54 \cdot 10^{-5}} \times 100 = 3\%$$

5) **Punti 2** Disegnare nei riquadri sottostanti le formule di struttura di Lewis complete per i due composti indicati. Nel caso un formula possa essere descritta da più formule di risonanza è sufficiente riportarne una.



6) **Punti 2** Sulla base dei seguenti valori dei potenziali di riduzione standard, indicare quale/i delle seguenti specie è in grado di ossidare Cr²⁺ a Cr³⁺ ($E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}) = -0.41 \text{ V}$).

$E^\circ(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -1.185 \text{ V}$ SI / ~~NO~~

$E^\circ(\text{Li}^+/\text{Li}) = -3.040 \text{ V}$ SI / ~~NO~~

$E^\circ(\text{I}_2/2\text{I}^-) = +0.535 \text{ V}$ ~~SI~~ / NO

$E^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = +1.358 \text{ V}$ ~~SI~~ / NO

7) **Punti 1** Scrivere il simbolo completo che identifica le specie aventi i seguenti numeri atomici, di massa e configurazione elettronica

A=23 Z=11 [Ne] 3s¹

A=75 Z=33 [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁶

²³₁₁Na

⁷⁵₃₃As³⁻

8) **Punti 1** Scrivere la configurazione elettronica per i seguenti ioni

W³⁺: [Xe] 5d¹ 6s²

Zr⁴⁺: [Kr]

9) Punti 4 Calcolare quanti ml di una soluzione di NH₃ al 25%p/p (d=0.910 g/ml) sono necessari per preparare 200ml di soluzione 0.200M.

$$[NH_3]_{\text{iniziale}} = \frac{1000 \cdot 0.910 \cdot 0.25}{17.031} = 13.34$$

$$13.34 \text{ M} \times X = 0.200 \text{ M} \cdot 200 \text{ ml}$$

$$X = 3.00 \text{ ml}$$

R=

10) Punti 4 Una soluzione format da 250g di H₂O e 27.00 g di un composto ha una temperatura di congelamento di -1,200 °C. La sostanza (che si scioglie senza dissociarsi) ha composizione in massa: C=57,1% H=4,8%, O=38,1%. Determinare la formula molcolare del composto sapendo che K_{cr}(H₂O)=1,86 °C*Kg/mol,

$$\Delta T = \frac{\text{mol}}{0.250 \text{ Kg}} \cdot 1.86 \cdot 1 = 1.200 \Rightarrow \text{mol} = 0.164 \text{ mol}$$

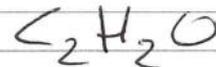
$$MM(\text{composto}) = \frac{27.00}{0.164} = 167.70$$

$$C \rightarrow \frac{57.1 \text{ g}}{12.011 \text{ g/mol}} = 4.754 \rightarrow 2$$

$$H \rightarrow \frac{4.8 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = 4.762 \rightarrow 2$$

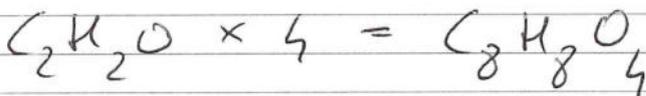
$$O \rightarrow \frac{38.1 \text{ g}}{15.9994 \text{ g/mol}} = 2.381 \rightarrow 1$$

FORMULA MINIMA



$$MM(C_2H_2O) = 42.04 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{167.70}{42.04} \approx 4$$



R= C₈H₈O₄