**Esercitazione Chimica Generale 09/11/2020**

1. Prevedere la geometria di XeO2F2 (**6 punti**) e dire, giustificando, se si tratta di una molecola polare o apolare (**1.5 punti**)
2. Scrivere il Nome IUPAC e Tradizionale dei seguenti composti (**totale 3.5 punti / 0.25 a nome**)

P2O3 Na2O Cl2O7 Fe(OH)3 HBr H4P2O7 Al(NO2)3

Scrivere la formula dei seguenti composti (**totale 4.5 punti / 0.5 a formula**)

Acido clorico Idrossido rameoso Acido triossosolforico(IV) Carbonato ferrico

Solfuro ferrico Di-tetraossofosfato(V) di tristagno Solfato d’ammonio

idrogenosolfito di calcio Tri-tetraossofosfato(V) di Ferro(III)

1. Un elemento chimico ha le seguenti energie di ionizzazione, scrivere e motivare la generica configurazione possibile che giustifichi tali energie di ionizzazione. (**4.5 punti**)

Prevedere e giustificare i suoi possibili stati di ossidazione. Scegliere, con criterio, un elemento che può possedere tale configurazione e scrivere un composto per ciascuno stato di ossidazione e darne il nome IUPAC e tradizionale (**4.5 punti**)

Energia di prima ionizzazione 1 251,2 kJ/mol

Energia di seconda ionizzazione 2 298 kJ/mol

Energia di terza ionizzazione 3 822 kJ/mol

Energia di quarta ionizzazione 5 158,6 kJ/mol

Energia di quinta ionizzazione 6 542 kJ/mol

Energia di sesta ionizzazione 9 362 kJ/mol

Energia di settima ionizzazione 11 018 kJ/mol

Energia di ottava ionizzazione 33 604 kJ/mol

Energia di nona ionizzazione 38 600 kJ/mol

Energia di decima ionizzazione 43 961 kJ/mol

1. Calcolare quanti grammi di anidre solforosa pura al 80.0 % si debbono prendere per avere 6.39 \* 1020 atomi di ossigeno. (massa atomica zolfo 32.01 uma e massa ossigeno 15.999 uma) **(6 / 30 punti)**

**Esercitazione Chimica Generale 09/11/2020**

1. **Esercizi sulla geometria molecole 7.5 / 30 punti**

Prevedere la geometria di XeO2F2 (**6 punti**) e dire, giustificando, se si tratta di una molecola polare o apolare (**1.5 punti**)

Calcolo la geometria molecolare con la teoria VSEPR, la quale afferma che la geometria di una molecola o ione, attorno ad un atomo centrale, è determinata dalla tendenza a minimizzare la reciproca repulsione tra le coppie elettroniche di struttura. Le coppie elettroniche di struttura sono doppietti solitari o coppie di elettroni di valenza coinvolti nella formazione di legami. Considero atomo centrale lo Xe

Xe [Kr] 4 d10 5s2 5p6

La Teoria VSEPR considera gli elettroni di valenza dell’atomo centrale che in questo caso sono quelli s e p, 8 elettroni sul livello di valenza dello Xe, + 2 elettroni dai due fluoruri considerati come monoelettron datori. Nella teoria VESPR l’ossigeno quando è un atomo terminale non si considera in quanto contribuirebbe come bielettron datore ma al quale si dovrebbe sottrarre il contributo di 2 elettroni per il doppio legame (legame  che si posizione nella stessa direzione del legame ) . Totale 10 elettroni = 5 coppie elettroniche strutturali, geometria delle coppie strutturali è bipiramide trigonale, Molecola di tipo AX4E, la geometria della molecola è tetraedrica distorta o ad altalena. La coppia elettronica di non legame si dispone nel piano equatoriale per minimizzare le repulsioni elettrostatiche con le altre posizioni. I due ossigeni vanno anche essi in posizione equatoriale in quanto ingombranti.

8e- (Xe) + 2e- (F) = 10 = 5 coppie elettroniche di struttura, 4 legami= AX4E



**La molecola è polare** in quanto, mentre il momento di dipolo tra i due legami F-Xe si annulla per simmetria, ciò non accade per quello tra i due legami Xe – O.

1. **Esercizi di Nomenclatura 7.5 / 30 punti**

Scrivere il Nome IUPAC e Tradizionale dei seguenti composti (totale 3.5 punti / 0.25 a nome)

P2O3 Triossido di difosforo Anidride fosforosa

Na2O Ossido di disodio Ossido di sodio

Cl2O7 Eptaossido di dicloro Anidride perclorica

Fe(OH)3 Triidrossido di ferro Idrossido ferrico

HBr Bromuro di idrogeno Acido bromidrico

H4P2O7 Acido eptaossodifosforico(V) Acido pirofosforico

Al(NO2)3 tri-diossonitrato(III) di alluminio Nitrito di alluminio

Scrivere la formula dei seguenti composti (totale 4.5 punti / 0.5 a formula)

Acido clorico HClO3

Idrossido rameoso CuOH

Acido triossosolforico(IV) H2SO3

Carbonato ferrico Fe2(CO3)3

Solfuro ferrico Fe2S3

Di-tetraossofosfato(V) di tristagno Sn3(PO4)2

Solfato d’ammonio (NH4)2SO4

idrogenosolfito di calcio Ca(HSO3)2

Tri-tetraossofosfato(V) di Ferro(III) Fe(H2PO4)3

1. **Proprietà periodiche 9 / 30 punti**

**Un elemento chimico ha le seguenti energie di ionizzazione, scrivere e motivare la generica configurazione possibile che giustifichi tali energie di ionizzazione. (4.5 punti) Prevedere e giustificare i possibili stati di ossidazione. Scegliere, con criterio un elemento che può possedere tale configurazione e scrivere un composto per ciascuno stato di ossidazione e darne il nome IUPAC e tradizionale (4.5 punti)**

Energia di prima ionizzazione 1 251,2 kJ/mol

Energia di seconda ionizzazione 2 298 kJ/mol

Energia di terza ionizzazione 3 822 kJ/mol

Energia di quarta ionizzazione 5 158,6 kJ/mol

Energia di quinta ionizzazione 6 542 kJ/mol

Energia di sesta ionizzazione 9 362 kJ/mol

Energia di settima ionizzazione 11 018 kJ/mol

Energia di ottava ionizzazione 33 604 kJ/mol

Energia di nona ionizzazione 38 600 kJ/mol

Energia di decima ionizzazione 43 961 kJ/mol

Noto che ho un salto energetico molto elevato per l’ottava energia di ionizzazione che indica che l’elettrone che vado ad estrarre non è più uno di quelli del livello di valenza ma proviene dal livello inferiore. Pertanto l’elemento in questione sarà un **alogeno** con 7 elettroni sul livello di valenza e la sua la configurazione elettronica

**[X] ns2np5** dove X rappresenta il generico gas nobile, n il numero quantico principale e n sarà maggiore o uguale a 3 in quanto ho ALMENO 10 energie di ionizzazione e quindi almeno 10 elettroni. Inoltre noto che, sebbene le energie di ionizzazione crescano tutte progressivamente anche il salto energetico corrispondente alla sesta energia di ionizzazione risulta relativamente più grande rispetto alle energie precedenti e ciò è consistente con l’estrazione di un elettrone non più da orbitali np ma da orbitali ns.

Trattandosi di un alogeno con almeno 10 elettroni non potrà essere il F ma potrebbe essere il Cl Stati di ossidazione

**-1** acquista un elettrone e raggiunge la configurazione del gas nobile che lo segue

 **HCl acido cloridrico / cloruro di idrogeno**

**Zero** tutti possiedono tale numero di ossidazione allo stato elementare

Cl2 cloro

**+7** perde tutti gli elettroni di valenza e raggiunge la configurazione del gas nobile che lo precede

 **Cl2O7 eptaossido di dicloro / anidride perclorica**

**+5** perde tutti gli elettroni di valenza dai soli orbitali 3p

 **Cl2O5 pentaossido di dicloro / anidride clorica**

**+3** perde 3 elettroni di valenza ottenendo che tutti gli orbitali di valenza siano singolarmente occupati

 **Cl2O3 triossido di dicloro / anidride clorosa**

**+1** perde 1 elettrone di valenza **Cl2O ossido di dicloro / anidride ipoclorosa**

1. **Esercizi sulla massa 6 / 30 punti**

**Calcolare quanti grammi di anidre solforosa pura al 80.0 % si debbono prendere per avere 6.39 \* 1020 atomi di ossigeno. (massa atomica zolfo 32.01 uma e massa ossigeno 15.999 uma)**

SO2

In una molecola di SO2 ho 2 atomi di ossigeno.

Quindi debbo prendere 1/2 di 6.39 \* 1020 = 3.20 \* 1020 molecole di SO2.

Moli SO2 sono 3.20 \* 1020 (molecole) / 6.022\* 1023 (molecole /mol) = 5,31\*10-4 mol

Massa SO2 pura = n \* MM = 5,31\*10-4 (mol ) \* (32.01 + 2\*15.999) (g/mol) = 3,40\*10-2 g

Massa SO2 impura = = 3,40 \*10-2(g) \* 100/80.0 = **4,25\*10-2(g)**