

## Esame di Chimica Generale – 5 Aprile 2013

COGNOME ..... NOME ..... MATRICOLA .....

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----

**Indicazioni per lo svolgimento del compito.** Scrivete il vostro Nome e Cognome in **STAMPATELLO** su ciascuno di questi fogli. **Il tempo concesso è di 3 ore.** Scrivete la soluzione di ogni esercizio su questi fogli; **nessun altro foglio verrà preso in considerazione.** Per la soluzione degli esercizi 1, 3, 5, 7 e 9 userete lo spazio disponibile sotto il testo, per la soluzione degli esercizi 2, 4, 6, 8 e 10 il retro del foglio. Potete usare **SOLAMENTE** la tavola periodica e una calcolatrice; libri, appunti e tabelle non sono consentiti. **I TELEFONI CELLULARI DEVONO ESSERE SPENTI.**

**Costanti chimico fisiche** (che possono essere utili nella soluzione degli esercizi)

Costante dei gas:  $R = 0.082056 \text{ l}\cdot\text{atm}/^\circ\text{K} = 8.3144 \text{ jou}/^\circ\text{K} = 1.9872 \text{ cal}/^\circ\text{K}$

Numero di Avogadro =  $6,022 \cdot 10^{23} \text{ moli}^{-1}$

Costante di Faraday =  $96487 \text{ coulomb/moli}$

$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr} = 101325 \text{ Pa}$

$(K_{ps} \text{ BaF}_2 = 1.0 \times 10^{-6})$

$K_{cr}(\text{H}_2\text{O}) = 1.86^\circ\text{CKg/mol}$     $K_{eb}(\text{acqua}) = 0.512^\circ\text{CKg/mol}$

$K_a \text{ dell'acido acetico} = 1.8 \times 10^{-5}$

Cognome e Nome \_\_\_\_\_

### Esercizio 1

Per le seguenti sostanze: PbS, O<sub>2</sub>, PbO, SO<sub>2</sub>, le entalpie standard di formazione a 25°C, valgono rispettivamente -100,00 ; 0 ; -217,32 ; -296,83 kJ/mol e le entropie standard molari a 25°C valgono rispettivamente -98,7 ; 205,138 ; 68,70 ; 248,22 J/mol.K.

- Calcolare a 25°C la K<sub>p</sub> per la seguente reazione  $2\text{PbS} + 3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2$
- Calcolare la K<sub>p</sub> a 600°C, supponendo costante il valore di ΔH di reazione
- In un pallone di reazione di acciaio del volume di 10,0 L vengono posti 9,00 g di PbS e 6,00 g di O<sub>2</sub>. Si porta il sistema a 600°C e avviene la reazione su indicata. Sapendo che PbS fonde a 1114°C e PbO a 890°C, calcolare le pressioni parziali di quelle sostanze che, nelle condizioni descritte, sono completamente allo stato aeriforme.

### Esercizio 2

Dopo aver bilanciato la seguente reazione:  $\text{S} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

- Sapendo che  $E^\circ \text{S}/\text{S}^{2-} = -0,48 \text{ V}$  e  $E^\circ \text{S}_2\text{O}_3^{2-}/\text{S},\text{OH}^- = -0,74 \text{ V}$ , indicare in quale verso avverrà se la concentrazione di tutte le specie coinvolte è 1 M
- Se la concentrazione di tutte le specie coinvolte continua a rimanere 1 M ad eccezione di quella dello ione ossidrilico, calcolare a cominciare da quale valore di pH la reazione avverrebbe in senso opposto a quello trovato al punto A.

Cognome e Nome \_\_\_\_\_

**Esercizio 3**

Calcolare la molarità, la percentuale in peso e la molalità di una soluzione di densità pari a 0.989 g/mL, ottenuta facendo assorbire 336.0 mL (misurati a c.n.) di ammoniaca in 300 g di acqua

**Esercizio 4**

Si mescolano 500.0 mL di  $\text{BaCl}_2$  0.2000 M con 500.0 mL di NaF 0.4000 M. Calcolare la concentrazione molare finale dello ione bario e dello ione fluoruro ed il peso in grammi del precipitato che si forma.

Cognome e Nome \_\_\_\_\_

**Esercizio 5**

Ad un tampone costituito da acido acetico 0.1000 M e acetato di sodio 0.1000 M, vengono aggiunte 0.0500 moli /L di acido cloridrico. Calcolare il valore del pH prima e dopo l'aggiunta

**Esercizio 6**

La reazione da bilanciare



ha una Kc 0.65 a 1200 K. Calcolare la composizione in peso della miscela di equilibrio quando masse uguali di CO e H<sub>2</sub>O sono fatte reagire insieme a 1200 K.

Cognome e Nome \_\_\_\_\_

**Esercizio 7**

- A. Descrivere lo ione bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ) secondo la teoria del legame di valenza
- B. Descrivere tutte le proprietà della molecola di carbonio biatomico ( $\text{C}_2$ ) che si possono ottenere utilizzando la teoria degli orbitali molecolari.

**Esercizio 8**

La reazione in fase gassosa  $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$  è del secondo ordine rispetto a NO e del primo ordine rispetto a  $\text{Cl}_2$ . Ad una certa temperatura mettendo a reagire in un recipiente da 1.00 L 3.00 moli di NO e 2.00 moli di  $\text{Cl}_2$  si osserva che inizialmente  $\text{Cl}_2$  si consuma alla velocità di  $2.50 \text{ mol L}^{-1} \text{ sec}^{-1}$ . Determinare la velocità iniziale di formazione di NOCl e la costante cinetica della reazione

Cognome e Nome \_\_\_\_\_

**Esercizio 9**

1. Gli ossiacidi di un elemento (ad esempio Cl) sono tanto più forti quanto maggiore è il numero di ossidazione. Spiegare perché.

---

---

---

---

2. A parità di peso molecolare un idrocarburo ramificato bolle a temperatura più basso di uno lineare. Spiegare perché.

---

---

---

---

3. Il tetracloruro di Silicio reagisce con l'acqua mentre il tetracloruro di carbonio no. Spiegare perché.

---

---

---

---

4. A temperature inferiori a quella dell'oro punto triplo l'acqua può esistere in tutte le tre fasi mentre l'anidride carbonica può esistere solo nelle fasi solida e gassosa. Spiegare perché.

---

---

---

---

5. Il comportamento di un gas reale si avvicina all'idealità quanto più la pressione è bassa e la temperatura è alta. Spiegare perché.

---

---

---

---

**Esercizio 10**

Molecole con un atomo centrale ibridizzato  $sp^3d^2$  presentano varie geometrie molecolari: elencare tutte queste possibili geometrie molecolari e per ciascuna di esse mostrare un esempio ed indicare se si tratta di molecole polari.