

**Corso di Laurea in ISF**  
**Esame di Chimica Generale ed Inorganica**  
**Appello del 5-02-2007**

Cognome e Nome \_\_\_\_\_ Corso di Laurea \_\_\_\_\_

Anno Immatricolazione \_\_\_\_\_ n°matricola \_\_\_\_\_

**Esercizio 1**

Sono dati 0.66 g di Zn e 2.67 mL di HCl (densità = 1.19 g/mL e 37% w/w). Calcolare il volume di H<sub>2</sub> alla pressione di 1.2 atm e temperatura di 35°C che si forma dalla seguente reazione (da bilanciare):



R:

**Esercizio 2**

Calcolare quanti mL di acido acetico 6 M occorrono per preparare 1.25 L di soluzione di acido acetico diluito a pH = 4.05 ( $K_a$  acido acetico =  $1.76 \times 10^{-5}$ )

R:

**Esercizio 3**

- Quali sono le principali differenze tra i modelli acido-base proposti da Arrhenius e Bronsted-Lowry?
- Che cosa si intende per soluzione tampone? Fornire un esempio di una soluzione tampone, spiegando per quale motivo il pH rimane pressochè invariato a seguito di piccole aggiunte di un acido o di una base forte.
- Consultare la seguente tabella e selezionare il composto che permetta di preparare una soluzione tampone a pH 7.

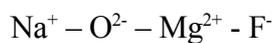
Composto	$pK_a$
Acido acetico	4.7
Cloruro di ammonio	9.3
Acido ipocloroso	7.5
Acido fluoridrico	3.2

Una volta selezionato il composto come può essere preparata la soluzione tampone? Da che cosa dipenderà la sua capacità tamponante?

**Esercizio 4**

- Proprietà periodiche degli elementi: cosa sono e quali sono.

- b) Che cos'è l'energia di prima ionizzazione? Come varia lungo un gruppo e lungo un periodo?
- c) Indicare come variano le dimensioni di un catione e di un anione rispetto al corrispondente atomo neutro. Giustificare le risposte fornite.
- d) Elencare le seguenti specie chimiche:



in ordine crescente di dimensioni

- e) Scrivere la configurazione elettronica del ferro

### **Esercizio 5**

Descrivere le proprietà generali degli elementi appartenenti al gruppo V (blocco p) della tabella periodica.

**Corso di Laurea in ISF**  
**Esame di Chimica Generale ed Inorganica**  
**Appello del 19-02-2007**

Cognome e Nome \_\_\_\_\_ Corso di Laurea \_\_\_\_\_

Anno Immatricolazione \_\_\_\_\_ n°matricola \_\_\_\_\_

### Esercizio 1

Data la reazione (da bilanciare):



Determinare quanti grammi di idrogeno si producono partendo da 121.4 grammi di idruro di calcio sapendo che la resa della reazione è 86.12%.

R:

### Esercizio 2

Una soluzione è preparata miscelando 1.5 L di  $\text{NH}_3$  0.50 M e 3.1 L di  $\text{NH}_4\text{Cl}$  0.26 M e aggiungendo acqua fino a un volume finale di 4.7 L. Determinare il pH della soluzione ( $K_b \text{NH}_3 = 1.79 \times 10^{-5}$ ).

R:

### Esercizio 3

- Che cos'è un orbitale atomico? Che cosa sono, che cosa indicano e quali valori possono assumere i numeri quantici associati ad un orbitale atomico? Indicare i valori dei numeri quantici associati ad un orbitale 4d.
- Che cosa affermano il principio di Pauli e la regola di Hund? Fornire un esempio della loro applicazione.
- Scrivere la configurazione elettronica del Fe e dello ione  $\text{Fe}^{2+}$ .
- Ammoniaca: indicare la struttura prevista per questa molecola (forma tridimensionale della molecola ed angoli di legame) e giustificarla attraverso la teoria del legame di valenza.

### Esercizio 4

- Che cosa si intende per solubilità e prodotto di solubilità di un composto chimico?
- Dimostrare, avvalendosi di un esempio, la relazione che esiste unisce queste grandezze.
- Indicare quali sono i parametri capaci di influenzare la solubilità e il prodotto di solubilità di un composto chimico e descriverne sinteticamente l'effetto.
- Si consideri di aggiungere una soluzione di fluoruro di sodio ad una soluzione in cui è presente il seguente equilibrio:



La solubilità del fluoruro di calcio viene modificata? Se sì, in che modo e perchè? Il valore del  $K_{ps}$  viene modificato? La solubilità di questo sale dipende dal pH? Se sì, in che modo?

### **Esercizio 5**

Descrivere le proprietà generali degli elementi appartenenti al gruppo IIA (blocco s) della tavola periodica.

**Corso di Laurea in ISF**  
**Esame di Chimica Generale ed Inorganica**  
**Appello del 12-06-2007**

Cognome e Nome \_\_\_\_\_ Corso di Laurea \_\_\_\_\_

Anno Immatricolazione \_\_\_\_\_ n°matricola \_\_\_\_\_

### Esercizio 1

Calcolare quale concentrazione deve avere una soluzione acquosa di una base debole affinché il suo pH sia 10.6 ( $K_b=2.7 \times 10^{-6}$ )

R: \_\_\_\_\_

### Esercizio 2

6.4 grammi di un gas esercitano una pressione di 0.6 atm in un recipiente di 3.7 L alla temperatura di 175.3 °C. Calcolare la massa molare del gas.

R: \_\_\_\_\_

### Esercizio 3

Rispondere sinteticamente, ma esaurientemente, ai seguenti quesiti:

- 0) Che cos'è l'elettronegatività?
- a) Come varia l'elettronegatività all'interno di un periodo della tavola periodica? E all'interno di un gruppo?
- b) La polarità di una molecola è influenzata dall'elettronegatività degli elementi che la costituiscono? Se sì, spiegarne i motivi. Fornire un esempio di una molecola polare e di una apolare.
- c) Come variano le dimensioni atomiche all'interno di un gruppo? Perché?
- d) Il raggio ionico di un anione è superiore, inferiore o uguale al raggio atomico dello stesso elemento neutro? Perché?

### Esercizio 4

- a) In che cosa differiscono i modelli acido-base proposti da Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis?
- b) Che cos'è una soluzione tampone? Come la si può preparare? Fornire un esempio di una soluzione tampone e spiegare per quale motivo il pH rimane pressochè invariato a seguito di piccole aggiunte di un acido o di una base forte.
- c) Da che cosa dipende il pH di una soluzione tampone? E la sua capacità tamponante?

### Esercizio 5

Descrivere le proprietà generali degli elementi appartenenti al blocco s della tavola periodica.

**Corso di Laurea in ISF**  
**Esame di Chimica Generale ed Inorganica**  
**Appello del 21-06-2007**

Cognome e Nome \_\_\_\_\_ Corso di Laurea \_\_\_\_\_

Anno Immatricolazione \_\_\_\_\_ n°matricola \_\_\_\_\_

### Esercizio 1

Calcolare il pH di una soluzione preparata diluendo con acqua 10 mL di KOH 0.5 M fino a un volume di 135 mL.

R: \_\_\_\_\_

### Esercizio 2

Data la reazione(da bilanciare):

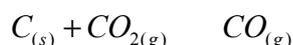


calcolare da quanti grammi di idrossido di sodio e di acido fosforico bisogna partire per ottenere 100 grammi di  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

R: \_\_\_\_\_

### Esercizio 3

- Che cos'è una reazione chimica di equilibrio ?
- Fornire un esempio di una reazione di equilibrio a scelta (bilanciata) ed indicare come sono correlate le concentrazioni delle specie coinvolte quando si raggiunge l'equilibrio chimico.
- Che differenza c'è tra costante di equilibrio ( $K_c$ ) e quoziente di reazione(Q)?
- Che cosa stabilisce il principio di Le Chatelier?
- Stabilire in che direzione si sposta la seguente reazione di equilibrio (da bilanciare):



a seguito di:

- allontanamento di CO
- aumento della pressione totale
- aumento della pressione parziale di CO

### Esercizio 4

- Che cosa si intende per proprietà colligativa di una soluzione?
- Quali sono le proprietà colligative che sono state descritte nel corso? Descriverne il significato e i fattori chimico-fisici che le influenzano in modo sintetico.
- Elencare in ordine di pressione osmotica decrescente le soluzioni acquose contenenti i seguenti soluti:

NaCl 0.1 m, saccarosio 0.1 m, MgCl<sub>2</sub> 0.1 m, HCl 0.5 m

**Esercizio 5**

Descrivere le proprietà generali degli elementi appartenenti al gruppo degli alogeni (gruppo VIIA).

**Corso di Laurea in ISF**  
**Esame di Chimica Generale ed Inorganica**  
**Appello del 03-07-2007**

Cognome e Nome \_\_\_\_\_ Corso di Laurea \_\_\_\_\_

Anno Immatricolazione \_\_\_\_\_ n°matricola \_\_\_\_\_

### Esercizio 1

Data la reazione:



Calcolare quale volume di ossigeno si produce (misurato a 37°C e alla pressione di 3.4 atm) partendo da 16.7 g di NaBrO<sub>3</sub>.

R: \_\_\_\_\_

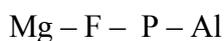
### Esercizio 2

1.50 g di KNO<sub>3</sub> sono sciolti in 100 mL di acqua. Calcolare quanti mL di acqua bisogna aggiungere a tale soluzione per preparare una soluzione 0.06 M di KNO<sub>3</sub>.

R: \_\_\_\_\_

### Esercizio 3

- f) Quali sono le proprietà periodiche degli elementi descritte nel corso?
- g) Indicare come variano le dimensioni atomiche all'interno di un gruppo e lungo un periodo, spiegandone le ragioni.
- h) Per quale motivo un catione ha dimensioni inferiori rispetto al corrispondente atomo neutro? E per quale motivo avviene il contrario per gli anioni?
- i) Elencare le seguenti specie chimiche:



in ordine crescente di elettronegatività.

- j) Scrivere la configurazione elettronica dello ione cobalto(II).

### Esercizio 4

- a) Scrivere la formula dell'acqua e definire la struttura tridimensionale prevista per questa molecola secondo la teoria VSEPR.
- b) La struttura tridimensionale dell'acqua richiede che l'ossigeno adotti una particolare ibridazione? Se sì, definire quale e indicare la configurazione elettronica dell'ossigeno usando la notazione "a box" (o notazioni simili in cui si evidenzia anche l'energia relativa degli orbitali).

- c) Definire se la molecola di acqua è polare oppure no. Se sì, indicare in quale parte della molecola è localizzato il polo positivo.
- d) Che tipo di legame tiene unite le molecole di acqua allo stato solido ?

### **Esercizio 5**

Descrivere le proprietà generali degli elementi appartenenti al blocco s (gruppi IA e IIA) della tavola periodica.