

Esame di Chimica Generale – 22 Giugno 2010

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 e 5 userete lo spazio disponibile sotto il testo, per la soluzione degli esercizi 2, 4, 6 e 8 il retro del foglio; per gli altri esercizi userete **esclusivamente** gli spazi predisposti: tutto quello che è scritto fuori degli spazi predisposti **non verrà preso in considerazione.** Potete usare **SOLAMENTE** la tavola periodica e una calcolatrice; libri, appunti e tabelle non sono consentiti.

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

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

Costante di Faraday: $F = 96500 \text{ C}$

Costante di Avogadro = 6.022×10^{23}

Cognome e Nome _____

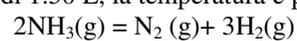
Esercizio 1

Il pH di una soluzione acquosa (A) di un acido monoprotico ($K_a = 7.8 \times 10^{-5}$) è uguale a 3.53. Calcolare:

- il pH della soluzione ottenuta aggiungendo a 150.0 mL della soluzione A, 50.0 mL di acqua
- il pH della soluzione ottenuta aggiungendo a 100.0 mL della soluzione A 15 mL di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 1.00×10^{-4} M
- il volume della soluzione di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ necessario per titolare 100.0 mL della soluzione A e il valore del pH al punto equivalente.
- il pH della soluzione ottenuta al 50% della titolazione

Esercizio 2

1,50 g di NH_3 sono introdotti in un recipiente di 1.50 L, la temperatura è portata a 175°C e si stabilisce l'equilibrio:



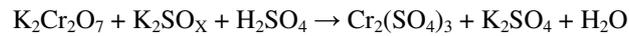
Quando si è stabilito l'equilibrio della reazione, l'ammoniaca si è dissociata per il 15%. Calcolare la K_p a quella temperatura.

Cognome e Nome _____

Esercizio 3

Da 4,760 g del composto K_2SO_X , si ricavano 2,834 g di K_2O . Qual'è il valore di X.

Calcolare le unità formula di K_2SO_4 che si ottengono quando si pongono a reagire 10,00 g di K_2SO_X , 80,00 mL di $K_2Cr_2O_7$ 0,5000 M e $8,613 \cdot 10^{22}$ molecole di H_2SO_4 secondo la reazione (da bilanciare):



Esercizio 4

Calcolare la frazione molare dell'idrogeno gassoso all'elettrodo positivo della pila:



sapendo che, a 25°C, la f.e.m. della pila vale 24,9 mV e che le due soluzioni elettrodeiche di HCl hanno la stessa concentrazione molare.

Cognome e Nome _____

Esercizio 5

A. Il ΔH° della seguente reazione è -204 kJ mol^{-1} : $4\text{HCl}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2\text{Cl}_{2(g)}$

Considerate questa reazione in uno stato di equilibrio e determinate come variano le quantità indicate dopo che al sistema è stata applicata l'azione indicata.

Azione	n(HCl)	n(O ₂)	n(H ₂ O)	n(Cl ₂)	K _p
Aggiunta di HCl					
Aumento di temperatura					
Rimozione di acqua					
Aggiunta di Cl ₂					
Aumento del volume del recipiente					

B. Indicare se i seguenti processi hanno un valore di ΔS maggiore o minore di zero.

N_2 (1 mole, **1 atm**, 25°C) \rightarrow N_2 (1 mole, **2 atm**, 25°C) _____

N_2 (gas) \rightarrow N_2 (soluzione) _____

H_2O (solido) \rightarrow H_2O (gas) _____

N_2O_4 (1 mole, **1 atm**, 25°C) \rightarrow NO_2 (2 moli, **1 atm**, 25°C) _____

NaNO_3 (solido) \rightarrow NaNO_3 (soluzione) _____

1L di acqua + 1L di etanolo \rightarrow mescolamento _____

Esercizio 6

Calcolare il ΔH° ed il ΔU° di formazione di $\text{NO}_{2(g)}$ sapendo che il ΔH° di formazione di $\text{NO}_{(g)}$ è 90.4 kJ mol^{-1} e che il ΔH° della reazione di $\text{NO}_{(g)} + 1/2\text{O}_{2(g)} = \text{NO}_{2(g)}$ è $56,5 \text{ kJ mol}^{-1}$. Tutti i valori si riferiscono ad una temperatura di 25°C.

Cognome e Nome _____

Esercizio 7

A. Tra le seguenti coppie di acidi indicare quello più forte:

HBr, H₂Se

HBr, HCl

HBrO, HBrO₃

HBrO₂, H₃SbO₃

HBrO₃, H₄GeO₄

B. Tra le seguenti coppie di composti indicare quello che ha il punto di ebollizione più elevato:

CH₃CH₂OH, CH₃OCH₃

CH₃(CH₂)₂CH₃, C(CH₃)₄

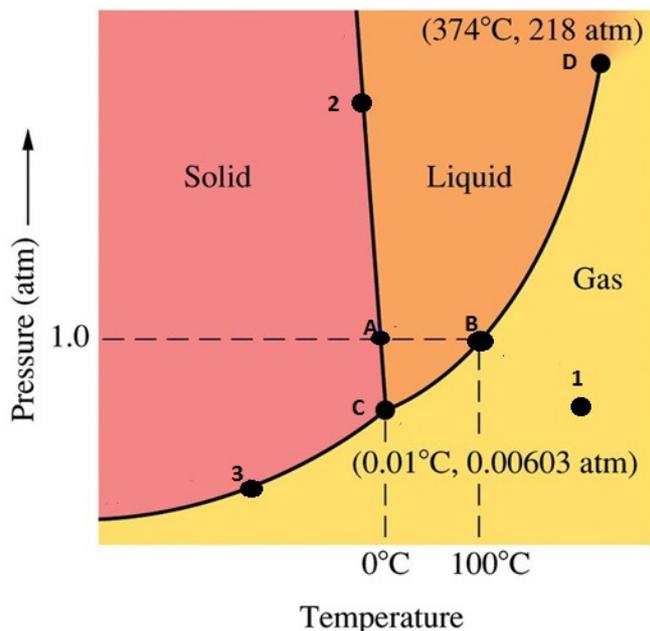
CH₃(CH₂)₃CH₃, C(CH₃)₄

CH₂FCH₂F, CHF₂CH₃

CHFCHF(cis), CHFCHF(trans)

Esercizio 8

A. La Figura successiva riporta il diagramma di fase dell'acqua pura. Indicare quali fasi sono presenti nei punti 1, 2 e 3. Descrivere brevemente quali stati corrispondono ai punti A, B, C e D. Indicare come varia il diagramma se all'acqua viene aggiunto un soluto.

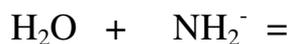
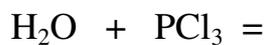
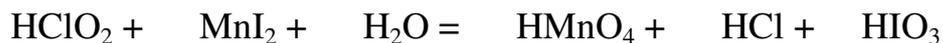


B. In quali condizioni una soluzione tende a comportarsi in maniera ideale?

Cognome e Nome _____

Esercizio 9

Completare (e bilanciare) le seguenti reazioni; nelle prime due (ossidoriduzione) aggiungere i coefficienti di reagenti e prodotti, nelle altre (acido-base) aggiungere i prodotti ed i coefficienti stechiometrici (sottolineare la specie che si comporta da acido).



Esercizio 10

- Rappresentare la struttura dello ione nitrito secondo la teoria del legame di valenza.
- Per ciascuna delle seguenti geometrie molecolari indicare l'ibridazione (se più di una, tutte le ibridazioni) da cui può derivare tale geometria e per ciascuna ibridazione scrivere una struttura di Lewis come esempio: **piramide trigonale, a forma di T, ottaedro**.