

# **ESERCITAZIONI di CHIMICA GENERALE**

## **Quaderno degli esercizi**

1) Reazioni redox .....	pag. 1
2) Unità chimiche di massa – Moli .....	pag. 4
3) Calcoli stechiometrici fondamentali .....	pag. 7
4) Leggi dei gas .....	pag. 12
5) Reazioni riguardanti gas .....	pag. 15
6) Peso equivalente, valenza, peso atomico .....	pag. 17
7) Concentrazione delle soluzioni .....	pag. 20
8) Reazioni e analisi titrimetrica .....	pag. 25
9) Proprietà colligative .....	pag. 31
10) Analisi indiretta .....	pag. 35
11) Equilibri chimici .....	pag. 38
12) Equilibri in soluzione, pH. Equilibri di solubilità .....	pag. 46
13) Esercizi di Termologia e Termodinamica .....	pag. 57
14) Esercizi di elettrochimica (1) .....	pag. 63
15) Esercizi di elettrochimica (2) .....	pag. 69
Tabella potenziali elettrodi standard di riduzione a 25°C. ....	pag. 72
Alcune appendici. ....	pag. 74

# REAZIONI REDOX

[**NOTA:** In moltissime reazioni redox spesso si formano molteplici prodotti, per semplificare il bilancio useremo solo i prodotti più abbondanti come se fossero gli unici possibili. Nei seguenti esercizi vengono forniti, quasi sempre, i prodotti di reazione, ad esclusione di quelli proposti in aula che, pertanto, devono essere conosciuti ]

**a)** Elementi non nobili reagiscono anche con acidi non ossidanti. Ad esempio:



**b)** Elementi nobili non reagiscono con acidi non ossidanti



**c)** L'acido nitrico è un tipico acido ossidante:



**d)** Dicromato di potassio + acqua ossigenata (ambiente acido)

**e)** Cromato di potassio + acqua ossigenata (ambiente basico)

**f)** Permanganato di K + solfato ferroso (ambiente acido)

**g)** Permanganato di K + ioduro di potassio (ambiente basico)

**i)** Dismutazioni

Cloro in ambiente basico a freddo (ipoclorito + cloruro)

Cloro in ambiente basico a caldo (Clorato + cloruro)

Zolfo in ambiente basico (Tiosolfato + solfuro)

Fosforo in ambiente basico (Iposolfito + fosfina)

Dismutazione del superossido (catalizzata dalle SOD)

**l)** Ossidazione o riduzione dell'acqua ossigenata.

-----

1) Ossidazione del rame a solfato di rame mediante acido solforico a caldo (il prodotto di riduzione è  $\text{SO}_2$ ).

2) Reazione tra nitrato ferroso e acido nitrico diluito

3) Reazione tra bromuro di potassio e dicromato di potassio in ambiente acido per acido solforico. (il bromuro viene ossidato a bromo)

4) Reazione tra dicromato di potassio e acido solforoso in soluzione acida per acido solforico.

- 5) Riduzione del permanganato di potassio con acqua ossigenata in ambiente acido per acido solforico.
- 6) Ossidazione dello iodio con acido nitrico diluito (lo iodio viene ossidato ad acido iodico)
- 7) Ossidazione dello zolfo a solfato mediante acido nitrico concentrato
- 8) Ossidazione dell'alcol etilico ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) ad aldeide acetica ( $\text{CH}_3\text{CHO}$ ) con dicromato di potassio in ambiente acido per acido solforico.
- 9) Ossidazione dello iodio ad acido iodico mediante clorato di potassio in ambiente acido per acido solforico (il clorato si riduce a cloruro).
- 10) Ossidazione dell'arsenico ad arseniato mediante ipoclorito di sodio in soluzione alcalina per  $\text{NaOH}$ . (il prodotto di riduzione dell'ipoclorito è il cloruro)
- 11) Dismutazione del cloro in presenza di  $\text{NaOH}$ , a freddo. Il prodotto di ossidazione è l'ipoclorito.
- 12) Dismutazione del cloro in presenza di  $\text{NaOH}$ , a caldo. Il prodotto di ossidazione è il clorato.
- 13) Dismutazione dello zolfo in presenza di  $\text{NaOH}$ . Si formano solfuro e tiosolfato.
- 14) Dismutazione del fosforo in presenza di  $\text{NaOH}$ . Si formano fosfina (fosfano) e ipofosfito.
- 15) Riduzione dell'anidride arseniosa ad arsina (arsano) in ambiente acido per azione dello zinco metallico. (Per bilanciare in forma molecolare usare l'acido solforico come acido)
- 16) Reazione tra arsenico e ipoclorito di potassio in ambiente basico per  $\text{KOH}$ . L'arsenico viene ossidato ad arseniato ed il cloro dell'ipoclorito ridotto a cloruro.
- 17) Il diossido di manganese viene ossidato a permanganato dal clorato di potassio, in ambiente basico per  $\text{KOH}$ . Il prodotto di riduzione è il cloruro.
- 18) Il dicromato di potassio, in ambiente acido per acido solforico, ossida l'ossalato di sodio ( $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) a  $\text{CO}_2$ .
- 19) Bilanciare opportunamente il seguente processo:



- 20) Reazione tra permanganato di potassio e ioduro di potassio in ambiente acido per acido perclorico. Lo ioduro viene ossidato a iodio elementare.
- 21) Reazione tra permanganato di potassio e solfato ferroso in soluzione acida per acido solforico
- 22) Ossidazione del solfuro di piombo(II) a solfato mediante acido nitrico concentrato.
- 23) Reazione tra solfato ferroso e dicromato di potassio in ambiente acido per acido solforico.
- 24) Reazione tra idrossido di cromo e perossido di sodio. Si formano cromato ed **NaOH**.
- 25) Ossidazione dello iodio a iodato mediante acido nitrico diluito.
- 26) Ossidazione a solfato del solfito di potassio mediante permanganato di potassio in soluzione alcalina per **KOH**.
- 27) Ossidazione dello zolfo a solfato mediante acido nitrico concentrato
- 28) Ossidazione dell'acido ossalico (**H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>**) a **CO<sub>2</sub>** mediante permanganato di potassio in presenza di acido solforico.

## UNITÀ CHIMICHE DI MASSA - MOLI

[NOTE: con il termine "moli", nel testo vengono spesso genericamente sottintesi i termini "grammomolecole", "grammoatomi", "grammoioni", "grammoformule".

- a) Calcolare la massa corrispondente a 4.2 moli (grammoatomi) di Stagno  
[498.54 g]
- b) Calcolare il peso in grammi e i grammoatomi di rame presenti in 15 grammi di ossido di rame(II) (ossido rameico)  
[0.118 mol; 11.98 g]
- c) Calcolare il numero di molecole presenti in 5.11 grammi di cloruro di idrogeno (HCl)  
[ $8.42 \times 10^{22}$  molecole]
- d) Convertire 60200 molecole di fosfato tricalcico in grammi. [3.1  $\times 10^{-17}$  g]
- e)  $2.71 \times 10^{19}$  molecole di un composto chimico formano ("corrispondono a") una massa pari a 9.76 mg. Qual è il peso molecolare del composto? [217 u]
- f) Quante moli di zolfo, S, e quante molecole di acqua ci sono in un campione di 10 grammi di solfato di rame pentaidrato? [S: 0.04 mol; H<sub>2</sub>O: 0.2 mol]

n.13) dall'eserciziario

- g) Calcolare la massa media, in grammi, di un atomo di piombo (PA=207.2 u).  
[ $3.44 \times 10^{-22}$  g]
- h) 6.456 g di un composto contengono 1.018 g di Alluminio, 1.816 g di zolfo e ossigeno. Calcolare la formula empirica del composto

**Formula empirica:** Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>O<sub>12</sub>    **composto probabile:** Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>

-----

- 1) Quante moli di zolfo, S, corrispondono a 80.25 g di zolfo ?
- 2) Quante moli di CdCl<sub>2</sub> corrispondono a 62.32 g di questo sale ?
- 3) a) - Quanti grammi di acido solforico corrispondono a 0.25 moli di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ?  
b) - quante moli di idrogeno (H) e di zolfo (S) ?  
c) - quanti grammi di idrogeno e zolfo ?
- 4) Calcolare:  
a) - i grammi di solfato di alluminio corrispondenti a 0.25 moli di questo sale  
b) - il numero di moli di solfato di alluminio in 126.65 g di sale.
- 5) Convertire in moli:  
a) - 0.18 kg di clorato di bario  
b) - 24 g di solfato di rame pentaidrato [rame(II)]  
c) - 260 mg di nitrato di rame [rame(II)]

- 6) Vi sono più molecole in:
- 4 millimoli di acido nitrico o in 80 mg di questo acido ?
  - 4 moli di nitrato di calcio o in 1 kg di cloruro di piombo ? [piombo(II)]
  - 16 g di cloruro di sodio o in 20 g di cloruro di potassio ?
- 7) Convertire:
- 3 moli di acqua in kg ed in molecole;
  - 1.7 moli di acido cloridrico in molecole; [cloruro di idrogeno]
  - 6000 molecole di fosfato tricalcico in tonnellate;
  - $6.0 \times 10^{16}$  molecole di diossido di carbonio in moli.
- 8) Quante moli di ferro e zolfo sono contenute:
- in una mole di  $\text{FeS}_2$  (pirite);
  - in 1 kg di questo composto ?
- 9)  $2.71 \times 10^{19}$  molecole di un composto hanno massa di 3.76 mg. Qual è il peso molecolare ?
- 10)  $1.8 \times 10^{19}$  molecole di  $\text{NO}_2$  vengono "allontanate" da 10 mg di  $\text{NO}_2$  ; quante moli di  $\text{NO}_2$  rimangono ?
- 11) Un campione è costituito da 214 g di clorato di bario monoidrato. Calcolare:
- quante moli di bario e di cloro e
  - quante molecole di acqua sono in esso contenuti.
- 12) Una certa quantità di borace (tetraborato di sodio  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ) contiene 0.33 moli di ossigeno, **O**. Quante millimoli di boro, **B**, sono in essa contenute ?
- 13) Calcolare il peso atomico del gallio, sapendo che il 60 % degli atomi di gallio ha un numero di massa 69 e il 40 % numero di massa 71.
- 16) Quanti atomi di idrogeno e di ossigeno vi sono in 25 g di acqua.
- 17) Quanti atomi vi sono in  $1 \text{ cm}^3$  di piombo, la cui densità è  $11.3 \text{ g/cm}^3$  ?
- 18) Qual è il peso in microgrammi di 1 miliardo di atomi di oro.
- 19) Il rame è costituito da due isotopi con masse molari  $62.96 \text{ g mol}^{-1}$  (70.5%) e  $64.96 \text{ g mol}^{-1}$  (29.5%). Calcolare il peso atomico del rame.



## CALCOLI STECHIOMETRICI FONDAMENTALI

[NOTA: le percentuali, se non altrimenti specificato, sono da considerarsi “% in massa”]

- a) Calcolare i grammi di idrossido di calcio e acido fosforico che teoricamente si devono far reagire per preparare 20 grammi di fosfato tricalcico.

[14.30 g; 12.64 g]

- b) Dall'eserciziario discussi n. 1,2,3; svolti n. 4, 9, 10, 12, 17, 21, 26, 34, 35, 36

-----

- 1) Calcolare la percentuale del cromo nel carbonato di cromo (allo stato di ossidazione stabile).
- 2) Determinare la composizione percentuale dell'allume ferrico:  
 **$K_2SO_4Fe_2(SO_4)_3 \cdot 24 H_2O$**
- 3) Un ossicloruro di vanadio ha la seguente composizione:  
**V = 36.9%   O = 11.6%   Cl = 51.5%**  
Calcolare la formula più semplice che può essere assegnata a questo sale.
- 4) Un fluoruro di argento contiene l'85.0% di argento. Qual è la formula più semplice di questo composto ?
- 5) Calcolare la percentuale di azoto nell'esanitro cerato di ammonio  
 **$(NH_4)_2Ce(NO_3)_6$**
- 6) Un composto costituito da silicio, ossigeno e bromo venne analizzato; il contenuto in silicio e bromo era rispettivamente 10.2% e 86.85%. Qual è la formula più semplice attribuibile a questo composto ?
- 7) Quante moli di  **$CO_2$**  si possono preparare da 150 g di carbonato ferrico ?
- 8) Calcolare la composizione percentuale dell'arsenito di magnesio  **$Mg_3(AsO_3)_2$**
- 9) In grammi 1.5 di un campione di un minerale di zolfo, lo zolfo venne trasformato in solfato e precipitato come solfato di bario: si ottennero 755 mg di precipitato. Calcolare la percentuale di zolfo nel campione.
- 10) Grammi 2.0 di una miscela di cloruro di sodio e cloruro di bario biidrato è riscaldata a 200°C per disidratare il cloruro di bario. Si ottengono 1.9 g di prodotto anidro. Calcolare la composizione della miscela.
- 11) Un composto ha dato all'analisi i seguenti risultati: **Fe = 28%; S = 24%; O = 48%**. Calcolare la formula più semplice del composto..

- 12) In un ottone venne determinato il rame come solfuro rameico e lo zinco come pirofosfato. Da un campione di 0.9 g si ottennero 1.095 g di solfuro rameico e 0.4 g di pirofosfato di zinco. Calcolare il contenuto in rame e zinco.
- 13) Dall'analisi di g 1.00 di un sale di rame si ottennero grammi 0.4724 di rame. Quale dei seguenti sali è stato analizzato? { $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{CuBr}_2$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ }.
- 14) Il contenuto di arsenico di un insetticida è espresso come 28% in  $\text{As}_2\text{O}_5$ . Qual è il contenuto percentuale di arsenico nell'insetticida ?
- 15) Grammi 14.0 di una miscela di cloruro di potassio e cloruro di sodio contiene 0.12 moli di cloruro di potassio. Calcolare la percentuale di cloruro di sodio.
- 16) Quanto ferro si può ottenere dalla riduzione di una tonnellata di ematite all'80% ? [ematite:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ]
- 17) Quanti grammi di acido fosforico al 30% devono essere pesati per avere tre moli di anidride fosforica,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  ?
- 18) Calcolare il numero di moli di anidride borica presenti in 1000 g di acido borico al 70%. [presenti in = possibile ottenere da]
- 19) Si ha una miscela costituita da 1.5 moli di  $\text{K}_2\text{SO}_4$  e 4 moli di  $\text{KCl}$ . Calcolare la percentuale di potassio nella miscela.
- 20) Un ossido di ferro contiene 24.12% di ferro allo stato ferroso e 48.24% allo stato ferrico. Calcolare la formula più semplice.
- 21) Grammi 0.5 di una miscela di  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  e  $\text{Al}_2\text{O}_3$  contiene 0.0946 g di ferro. Calcolare il peso di  $\text{Al}_2\text{O}_3$  nella miscela. [peso = intende massa ]
- 22) Da 1.00 g di un campione di solfato ferroso parzialmente sfiorito<sup>(a)</sup> si ottenne dopo precipitazione e calcinazione<sup>(b)</sup> un precipitato costituito da g 0.389 di ossido ferrico. Calcolare la percentuale di acqua nel campione.  
 (a) Un composto cristallino puro, se esposto all'aria, può perdere la sua lucentezza a causa di assunzione di umidità o per reazione con inquinanti  
 (b) La sostanza, contenuta in un recipiente adeguato (resistente al fuoco) viene sottoposta a riscaldamento per tempi prolungati mediante fiamma.
- 23) Quanti grammi di un composto di magnesio contenente 43.13% di magnesio si debbono pesare per ottenere dalla loro combustione 50 g di ossido di magnesio ?

- 24) Riscaldando ad elevata temperatura rame e zolfo si forma solfuro rameoso. Se una **carica** è costituita da 60 parti di rame e 40 parti di zolfo, calcolare l'elemento che rimane in eccesso e la percentuale di questo che non si combina.  
[La **carica** rappresenta la quantità delle sostanze che si pongono (con cui si carica) il contenitore che funge da reattore. Le parti sono intese come parti percentuali in massa]
- 25) Calcolare la quantità in peso di acqua che si ottiene dalla disidratazione di 5.00 g di carbonato sodico cristallizzato. [  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  ]  
[La disidratazione si ottiene ponendo il campione in una stufa a temperature superiori a 120°C]
- 25b) 10 grammi di solfato di rame idrato ( $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ) vennero disidratati a 150°C. Si ottennero 6.39 g di prodotto anidro. Determinare il numero di molecole di acqua (x) presente nella formula del composto idrato.
- 26) Dalla combustione di 1.07 g di un composto contenente carbonio, idrogeno ed ossigeno si ottennero 2.354 g di anidride carbonica e 1.284 g di acqua. Calcolare:  
a) - la composizione percentuale del composto;  
b) - la formula più semplice che esso può avere.
- 27) Un composto possiede la formula  $\text{KClO}_x$ . Dopo riscaldamento e totale eliminazione dell'ossigeno, da un campione di 1.46 g si ottenne un residuo di 0.88 g. Calcolare la formula del composto.
- 28) Il cromo può formare tre composti con l'ossigeno. Stabilire la formula più semplice di questi composti sapendo che i rapporti di combinazione fra cromo ed ossigeno sono, per 1 g di cromo, rispettivamente g 0.3077, g 0.4615 e g 0.924 di ossigeno
- 29) Il fosforo viene preparato facendo reagire in un forno elettrico fosfato tricalcico, silice e carbonio. Calcolare la carica di una fornace in cui si debbono ridurre 4 kg di fosfato di calcio e calcolare i grammi di fosforo che si producono in questa preparazione.  
[Reazione da bilanciare:  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \longrightarrow \text{P} + \text{CO}_2 + \text{CaSiO}_3$ ]
- 30) Determinare la formula empirica corrispondente ai composti aventi la seguente composizione:  
a) 21.8% **Mg**, 27.9% **P**, 50.3% **O**  
b) 40.2% **K**, 26.9% **Cr**, 32.9% **O**  
c) 52.8% **Sn**, 12.4% **Fe**, 16.0% **C**, 18.8% **N**
- 31) Una miscela di solfato di bario e di solfuro di zinco prende il nome di litopone e viene preparato mescolando quantità equimolecolari dei due composti. Quanto solfuro di bario e solfato di zinco debbono essere mescolati insieme per ottenere 1.0 Kg di litopone ? [Le quantità devono essere espresse come massa]

- 32) Uno dei primi metodi per determinare il peso molecolare delle proteine era basato sull'analisi chimica. Sapendo che una macromolecola biologica ha un atomo di ferro, e che il suo contenuto in ferro è 0.335%, calcolare il peso molecolare della macromolecola.
- 33) La densità allo stato liquido di un composto contenente zolfo per l'84% risulta pari a  $1.26 \text{ g/cm}^3$ . Quanti centimetri cubi di questo composto debbono essere bruciati per ottenere 5.0 g di anidride solforosa ?
- 34) Qual è la percentuale di carbonio di una miscela se il peso dell'anidride carbonica formata dalla sua combustione è pari ad  $1/5$  del peso della miscela originale ?
- 35) Una soluzione di acido cloridrico contenente 20.01 grammi di **HCl** viene aggiunta a 20.01 grammi di carbonato di calcio.
- Quale sostanza è in eccesso e di quante moli ?
  - Quanti grammi di cloruro di calcio si formano ?
- 36) Derivare la formula empirica dei minerali che hanno la seguente composizione:
- H<sub>2</sub>O**=9.48%    **Na**=12.10%    **Al**=14.19%    **Si**=22.14%    **O**=42.09%
  - H<sub>2</sub>O**=12.14%    **MgO**=27.16%    **SiO<sub>2</sub>**=60.70%
- 37) 9.33 mg di un composto organico contenente carbonio, idrogeno, ossigeno e zolfo sono stati sottoposti a combustione: si sono ottenuti 19.50 mg di **CO<sub>2</sub>** e 3.99 mg di **H<sub>2</sub>O**.
- Altri 11.05 mg della stessa sostanza sono stati fusi con **Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>** ed il solfato risultante precipitato come solfato di bario: si sono ottenuti 20.4 mg di precipitato.
- La quantità di ossigeno presente nel composto è stata determinata per differenza. Fornire la formula empirica del composto.
- 38) Quanti grammi di bisolfito di sodio si debbono far reagire con acido cloridrico per preparare 10 grammi di anidride solforosa ?  
["bisolfito" leggasi "idrogeno solfito"]
- 39) Il metanolo, **CH<sub>3</sub>OH**, è un liquido la cui densità è  $0.792 \text{ g cm}^{-3}$ . Si calcoli la massa di idrogeno contenuta in  $6.50 \times 10^2 \text{ cm}^3$  di metanolo.
- 40) 35 grammi di acido solforico all'85% vengono fatti reagire con 22 grammi di ossido di alluminio per formare solfato di alluminio e acqua. Determinare quale dei due reagenti è in eccesso, e di quanti grammi.

## SOLUZIONI

- 1) 36.7%
- 2) K: 7.7% Fe: 11.0% S: 12.7% O: 63.9% H: 4.7%
- 3)  $\text{VOCl}_2$
- 4) AgF
- 5) azoto: 20.4%
- 6)  $\text{Si}_2\text{Br}_6\text{O}$
- 7) 1.54 moli
- 8) As: 47.1% Mg: 22.9% O: 30.0%
- 9) zolfo; 6.9%
- 10)  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ : 0.68 g NaCl: 1.32 g
- 11)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- 12) Cu: 81.0% Zn: 19.1%
- 13)  $\text{CuCl}_2$
- 14) As: 18.25%
- 15) NaCl: 36.1 %
- 16) 560 Kg
- 17) 3920 g
- 18) 5.65 mol
- 19) K: 49%
- 20)  $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Fe}_3\text{O}_4$
- 21) g 0.365  $\text{Al}_2\text{O}_3$
- 22)  $\text{H}_2\text{O}$ : 25.9%
- 23) 69.7 g
- 24) S: 62.17%
- 25)  $\text{H}_2\text{O}$ : 3.15 g
- 25b) 5
- 26) a) C: 59.8% H: 13.1% O: 27.1% b)  $\text{H}_8\text{C}_3\text{O}$
- 27)  $\text{KClO}_3$
- 28)  $\text{CrO}$ ;  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ;  $\text{CrO}_3$
- 29) a) C=0.775 Kg;  $\text{SiO}_2=2.325$  Kg b) P = 0.8 Kg
- 30) a)  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$  b)  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  c)  $\text{Sn}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$
- 31)  $\text{BaSO}_4$ : 512.2 g ZnS: 487.8 g
- 32)  $1.67 \times 10^4$
- 33)  $2.36 \text{ cm}^3$
- 34) 5.45%
- 35) a) HCl in eccesso di 0.149 moli b) 22.2 g
- 36) a)  $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_3\text{O}_{10} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  b)  $2\text{MgO} \cdot 3\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- 37)  $\text{C}_6\text{H}_6\text{OS}$
- 38) 16.25 g  $\text{NaHSO}_3$
- 39) 64.3 g
- 40) L'ossido, di 11.69 g

## LEGGI DEI GAS

[NOTA: Per condizioni normali o standard in questa serie di esercizi usare  $0^{\circ}\text{C}$  e  $1\text{ atm} = 760\text{ mmHg}$ ).

Nel presente testo vengono usati i seguenti acronimi e sigle:

c.n.= condizioni normali; PM = peso molecolare = u = Dalton = massa molare in u.m.a. = g/mol]

- a) Calcolo teorico del Peso molecolare medio dell'aria secca e sua densità  
b) Svolti: n. 3, 6, 8 (simbolicamente), 10, 12, 16, 20, 23

-----

- 1) Calcolare nella seguente tabella i valori incogniti relativi a sistemi gassosi nelle condizioni di temperatura e pressione indicate:

<b>P<sub>iniz.</sub></b> (mmHg)	<b>V<sub>iniz.</sub></b> (mL)	<b>T<sub>iniz.</sub></b> ( $^{\circ}\text{C}$ )	<b>→</b>	<b>P<sub>finale</sub></b> (mmHg)	<b>V<sub>finale</sub></b> (mL)	<b>T<sub>finale</sub></b> ( $^{\circ}\text{C}$ )
520	100	130		?	180	30
700	360	80		450	?	0
600	430	3		510	250	?

- 2) Un volume di azoto viene raccolto alla pressione di 758 mmHg ed alla temperatura di  $19^{\circ}\text{C}$ . A che pressione il volume risulta triplicato se la temperatura viene portata a  $100^{\circ}\text{C}$  ?
- 3) Una massa di ossigeno a  $20^{\circ}\text{C}$  e 740 mmHg di pressione occupa un volume di 1290 mL. Che pressione è necessaria per ridurre il suo volume a 860 mL ?  
[ T= costante]
- 4) Nei seguenti problemi quale dato manca per poter calcolare la risposta:  
a) Un certo gas a temperatura costante viene fatto espandere dalla pressione di 10 atmosfere ad 1 atmosfera. Calcolare il volume finale.  
b) 80 mL di un gas vengono riscaldati da  $-38^{\circ}\text{C}$  a  $40^{\circ}\text{C}$ . La pressione finale è di 800 mmHg. Quale era la pressione iniziale ?  
c) Che volume occuperanno 15 mL di gas quando si raffreddano a  $-30^{\circ}\text{C}$  a pressione costante ?
- 6) In un recipiente da 1 litro è stato fatto un vuoto di  $10^{-9}$  mmHg. Calcolare il numero di molecole presenti per millilitro a  $0^{\circ}\text{C}$ .
- 8) Calcolare il peso molecolare di un composto organico di cui 0.716 g trasformati in gas occupano un volume di 243 mL a  $200^{\circ}\text{C}$  e 750 mmHg.
- 10) Calcolare la densità dell'ossigeno, in grammi per litro, alla pressione di 400 mmHg ed alla temperatura di  $15^{\circ}\text{C}$ .

- 12) Un litro di aria pesa 1.293 g a condizioni normali. A quale temperatura un litro di aria pesa 1.0 g se la pressione è di 690 mmHg ?
- 13) 820 mL di un gas, a 35°C e 800 mmHg, pesano 2.46 g. Calcolare il peso molecolare del gas.
- 14) La densità dell'elio a 0°C ed 1 atmosfera è 0.1785 g/litro. Calcolare la sua densità a 100°C e 200 atmosfere.
- 15) Calcolare la densità di una miscela a condizioni normali costituita da 20 mL di azoto e 80 mL di idrogeno.
- 16) Una miscela gassosa ha la seguente composizione in volume: 30%  $\text{H}_2$ , 50%  $\text{CO}_2$  e 20%  $\text{N}_2$ . Calcolare:  
a) la composizione percentuale in peso;  
b) la densità gassosa a c.n.
- 18) Considerando che la molecola dello zolfo a 500°C in fase vapore sia ottoatomica, calcolare il volume occupato dalla vaporizzazione di 5 g di zolfo a questa temperatura ed alla pressione di 1 atmosfera.
- 19) La densità del cloro è 3.17 mg/cm<sup>3</sup> a condizioni normali. Calcolare la sua densità a 100°C e 700 mmHg.
- 20) Si osserva che la densità di un certo gas è 2.5 volte maggiore di quella dell'ossigeno alla stessa temperatura e pressione. Quale è il suo peso molecolare ?
- 22) Un composto ha la seguente composizione percentuale:  
carbonio : 14.3 % idrogeno : 1.2 % cloro : 84.5 %  
1 g di questo composto, vaporizzato a 120°C e 752 mmHg, occupa un volume di 194 cm<sup>3</sup>. Calcolare la formula molecolare del composto.
- 23) Nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione 100 cm<sup>3</sup> di  $\text{H}_2$  e 100 cm<sup>3</sup> di un gas **X** “effondono” rispettivamente in 10 sec e 55.3 sec. Qual è il peso molecolare del gas **X** ?
- 27) Determinare la composizione percentuale ed il peso di un litro a condizioni normali di un miscuglio costituito da  $\text{N}_2\text{O}_4$  e  $\text{NO}_2$  la cui densità rispetto all'idrogeno è 30. [NOTA: nell'uso del PM medio della miscela tenere conto che  $\text{N}_2\text{O}_4$  ha un PM doppio di  $\text{NO}_2$ ]

- 28) Una miscela di 0.287 g di etere (PM = 74) e 0.568 di cloroformio (PM = 119.5) viene vaporizzata a 100°C in un recipiente chiuso del volume di un litro in cui era stato fatto il vuoto. Calcolare le pressioni parziali dell'etere e del cloroformio.
- 29) L'ossido di mercurio (HgO) si decompone ad alta temperatura negli elementi costituenti entrambi in fase gassosa. 866.4 mg di ossido di mercurio, dopo essere stati posti sotto vuoto in un recipiente di 0.5 litri, vengono completamente decomposti a 800 K. La miscela gassosa risultante esercita una pressione pari a 0.788 atmosfere. In base ai dati forniti, verificare se il mercurio gassoso, a quella temperatura, è monoatomico o biatomico.
- 30) Gli isotopi dell'uranio di massa 238 e 235 sono stati separati sfruttando le differenti velocità di "effusione" dei rispettivi fluoruri. Quali sono le relative velocità di effusione di queste due molecole ?

### SOLUZIONI

- 1) a)  $p = 217.2 \text{ mmHg}$     b)  $V = 433.1 \text{ mL}$     c)  $T = 136.39 \text{ K}$
- 2)  $p = 322.8 \text{ mmHg}$
- 3)  $p = 1110 \text{ mmHg}$
- 4) a) vol. iniziale    b) vol. finale    c) temperatura iniziale
- 6)  $3.54 \times 10^7$  molecole
- 8)  $PM = 115.94 \text{ u}$
- 10)  $d = 0.7123 \text{ g dm}^{-3}$
- 12)  $48^\circ\text{C}$
- 13)  $PM = 71.97 \text{ u}$
- 14)  $d = 26.13 \text{ g/litro}$
- 15)  $d = 0.3213 \text{ g / litro}$
- 16)  $\text{H}_2 = 2.15 \%$ ;     $\text{CO}_2 = 78.0 \%$      $\text{N}_2 = 19.9 \%$      $d = 1.26 \text{ g/litro}$
- 18)  $V = 1.239 \text{ litri}$
- 19)  $d = 2.14 \text{ mg/cm}^3$
- 20)  $PM = 80.0 \text{ u}$
- 22)  $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4$
- 23)  $PM = 61 \text{ u}$
- 27)  $d = 2.68 \text{ g / litro}$      $\text{N}_2\text{O}_4 = 30.4 \%$      $\text{NO}_2 = 69.6 \%$
- 28)  $P_{\text{etere}} = 0.1187 \text{ atm}$ ;     $P_{\text{cloroformio}} = 0.1454 \text{ atm}$ .
- 29) monoatomico
- 30)  $\text{UF}_6$  con  $^{235}\text{U}$  è più veloce di un fattore 1.004 di  $\text{UF}_6$  con  $^{238}\text{U}$

## REAZIONI riguardanti GAS

[NOTA: Per condizioni normali in questa serie di esercizi usare 0°C e 1 atm = 760 mmHg).

Nel presente testo vengono usati i seguenti acronimi e sigle:

c.n.= condizioni normali; PM = peso molecolare = u = Dalton = massa molare in u.m.a. = g/mol]

Svolti in aula: n. 1, 3, 6, 7

- a) Nella combustione all'aria di una certa quantità di etano vennero prodotti 10000 litri di diossido di carbonio misurati a 18°C e 750 mmHg. Calcolare il volume del gas etano consumato, misurato a 1 atm. e 0°C. [4029 L]
- b) Determinare il volume di ossigeno gassoso, misurato a 18°C e 730 mmHg, che è stato necessario per bruciare una data quantità di acetilene, se dalla combustione sono stati prodotti 2.75 litri di CO<sub>2</sub> misurati a 1 atm. e 0°C. [3.83 L]

- 
- 1) Che volume di ossigeno misurato a c.n. si può ottenere dal riscaldamento di 10 grammi di clorato di potassio al 90% ?
- 2) L'alcool etilico brucia all'aria formando diossido di carbonio e vapore acqueo. Calcolare il volume, a condizioni normali, dei prodotti gassosi ottenuti dalla combustione di una mole di alcool (alcool etilico: C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH).
- 3) 15 g di alluminio reagiscono con acido cloridrico liberando idrogeno. Calcolare il volume di idrogeno misurato a 20° C e 780 mmHg

- 4) Il carbonato di calcio si decompone, per riscaldamento, secondo la reazione:



Si calcoli il volume di anidride carbonica (misurato a 20°C e 760 mmHg) che si svolge per ogni grammo di carbonato di calcio decomposto. Si calcoli inoltre la perdita percentuale in peso che subisce la sostanza solida.

- 5) Quanti litri a condizioni normali di ossido di carbonio e di diossido di carbonio e quanti grammi di ossido di calcio si ottengono per riscaldamento di 10 g di ossalato di calcio ? [ipotizzare la seguente reazione:  $\text{CaC}_2\text{O}_4 \longrightarrow \text{CaO} + \text{CO} + \text{CO}_2$ ]
- 6) Alla pressione di 742 mmHg ed alla temperatura di 27 °C, del diossido di carbonio secco viene fatto assorbire su di una soluzione di potassa caustica. Viene osservato un aumento di peso della soluzione pari a 2.3 g. Calcolare il volume di diossido di carbonio assorbito.
- 7) 18 g di magnesio vengono fatti reagire con 100 mL di acido solforico contenente 198 g di acido per litro. Calcolare:
- a) se si scioglierà tutto il magnesio o quanto ne rimarrà indisciolto;
- b) il volume di idrogeno sviluppato misurato a condizioni normali.
- 8) Quanti litri di cloro, misurati a c.n., si possono ottenere dal trattamento di 1 Kg di pirolusite, che ha un titolo del 78.5 % in MnO<sub>2</sub>, con acido cloridrico in eccesso rispetto al rapporto stechiometrico.

(redox da bilanciare:  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2$ )

- 9) Quante ore di illuminazione si possono avere con una lampada ad acetilene caricata con 1 kg di carburo di calcio, sapendo che la lampada consuma 50 litri all'ora di acetilene a 25 °C e 743 mmHg ?  $[CaC_2 + H_2O = idrossido\ di\ calcio + C_2H_2]$
- 9b) 10 grammi di una certa varietà di calcare contenente il 90% di carbonato di calcio vengono trattati con acido solforico diluito in eccesso. Calcolare la massa di solfato di calcio ed il volume di  $CO_2$  liberato a 20°C e 760 mmHg.
- 10) Quando il formiato di sodio viene trattato con acido solforico concentrato si libera ossido di carbonio secondo l'equazione:
- $$HCOONa + H_2SO_4 = NaHSO_4 + H_2O + CO$$
- Che volume di  $CO$  si ottiene da 5 g di formiato di sodio alla pressione di 756 mmHg ed alla temperatura di 14°C ?
- 11) Un carbon fossile contiene 2.2 % di zolfo in peso. Che volume di diossido di zolfo, misurato a c.n., si forma dalla combustione di una tonnellata di questo carbone ?
- 12) Calcolare quanto clorato di potassio necessita per la produzione di 10 litri di ossigeno misurati a 27°C e 780 mmHg.
- 13) Per combustione di 1.64 grammi di una miscela contenente zolfo e un materiale inerte, si sono ottenuti 952 mL di  $SO_2$  a 25°C e 0.850 atm. Determinare la percentuale di zolfo nella miscela.
- 14) Quanti grammi di ossigeno occorrono per trasformare in  $CO_2$  tutto il carbonio contenuto in 100 Kg di ghisa il cui contenuto in carbonio è 1.7% ?
- 15) Il cloro può essere preparato per reazione del diossido di manganese con acido cloridrico. Dopo aver bilanciato la semplice reazione redox, determinare quanti grammi di diossido di manganese hanno reagito se si sono sviluppati 10.0 litri di cloro a 1200 torr e 18 °C.
- 16) Calcolare la percentuale di ammoniaca contenuta in una miscela di composti sapendo che 0.15 g di tale miscela hanno dato all'analisi 7.9 mL di azoto misurati a 25°C e 735 mmHg.

### SOLUZIONI

- |  |  |
|--|--|
| 1) 2.47 Litri  | 2) 44.8 L $CO_2$ ; 67.2 L $H_2O$ (??..)        |
| 3) 19.6 Litri  | 4) a) 0.24 litri; b) 44%                       |
| 5) 4.375 g $CaO$ ; 1.75 Litri $CO$ ; 1.75 Litri $CO_2$ |  |
| 6) 1.31 Litri  | 7) $Mg$ indisciolto = 13.12 g ; $H_2$ = 4.48 L |
| 8) 202.3 Litri   | 9) 7 ore e 49 minuti                           |
| 9) a) 12.25 g; b) 2.16 litri                           | 10) 1.74 Litri                                 |
| 11) $15.4 \times 10^3$ Litri                           | 12) 34 g                                       |
| 13) 64.6%  | 14) 4533 g                                     |
| 15) 57.45  | 16) 7%   |

## Peso equivalente, valenza, peso atomico

[NOTA: ove non dichiarato esplicitamente o implicitamente sottinteso, considerare reazioni non redox]

- 1) Un ossido di alluminio contiene il 52.91 % di alluminio. Determinare il peso equivalente e la valenza dell'alluminio.
- 2) Determinare il peso equivalente del rame in  $\text{Cu}_2\text{O}$  ed in  $\text{CuO}$ .
- 3) 1.08 g di un ossido metallico per riscaldamento si decompongono nel metallo ed in ossigeno; si ottengono 56.0 mL di ossigeno, misurato a condizioni normali. Qual è il peso equivalente del metallo ?
- 4) 2.94 g di nichel (valenza = 2 ) si combinano con un elemento X per formare 4.49 g di un composto. Calcolare il peso equivalente dell'elemento X.
- 5) In base al principio dell'equivalenza calcolare, senza bilanciare l'equazione di reazione:
  - a) quanto solfato di rame reagisce con 2.4 g di solfuro di sodio per produrre solfuro rameico e solfato di sodio ? (*reaz. scambio*)
  - b) quanti grammi di zinco reagiscono con 11 g di idrossido di sodio formando idrogeno e zinco di sodio ? (*reaz. redox*)
  - c) quanti grammi di idrossido di sodio reagiscono con 30 g di solfato di alluminio ? (*reaz. acido-base*)
- 6) Determinare il peso equivalente di  $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$  quando viene considerato rispetto al suo contenuto in:
  - a) sodio
  - b) alluminio
  - c) solfato
- 7) Determinare il peso equivalente e la valenza dello stagno
  - a) nell'ossido che contiene 88.13% di Sn
  - b) nell'ossido che contiene 78.77% di Sn
- 8) Determinare il peso equivalente del cloroplatinato di sodio  $\text{Na}_2[\text{PtCl}_6]$  secondo che esso venga usato
  - a) per il suo contenuto in sodio
  - b) per il suo contenuto in platino [NOTA: Pt(IV)]
  - a) per il suo contenuto in cloro
- 9) Quando 3.5 g di un metallo reagiscono con un acido, si sviluppano  $250 \text{ cm}^3$  di idrogeno a condizioni normali. Calcolare il peso equivalente del metallo.

- 10) 6.842 g di polvere di rame furono riscaldati in corrente di ossigeno. L'ossido che venne ottenuto pesava 8.567 grammi. Calcolare il peso equivalente del rame.
- 11) Un pezzo di zinco viene immerso in una soluzione contenente g 1.896 di cloruro stannoso. Terminata la reazione, lo stagno precipitato pesava 1.187 g e lo zinco aveva subito una perdita di peso pari a 0.6537 g. Calcolare il peso equivalente dello stagno e dello zinco.
- 12) L'elemento **X** forma un cloruro di formula  $\text{XCl}_4$  che contiene il 74.78 in massa di cloro Qual è la massa atomica dell'elemento **X** ?.
- 13) Un elemento **X** si combina con il cloro formando un composto  $\text{XCl}_n$  in cui è contenuto per il 22.75%. La densità del composto gassoso è 4.74 rispetto all'aria. Calcolare il peso atomico dell'elemento.
- 14) Grammi 0.5219 del solfito di un metallo vennero ossidati a solfato e quindi trattati con un eccesso di una soluzione di cloruro di bario. Il solfato di bario formato pesava 1.167 grammi. Qual è il peso equivalente del metallo ?
- 15) Il cloruro di un elemento fu trasformato quantitativamente nel corrispondente ossido e si ottennero, da g 2.667 di cloruro, g 1.02 di ossido. Calcolare il peso equivalente dell'elemento.
- 16) Il carbonio forma tre ossidi contenenti il carbonio nelle seguenti percentuali:  
a) 27.27%    b) 42.85 %    c) 52.94 % .  
Calcolare il peso equivalente del carbonio in questi tre composti.
- 17) Il fosforo si combina con il cloro formando due composti "a" e "b". Sottoposti ad analisi fornirono i seguenti risultati percentuali:  
a) P : 22.55    Cl : 77.45  
b) P : 14.87    Cl : 85.13  
Calcolare il peso equivalente del fosforo nei due composti sapendo che il peso equivalente del cloro è pari a 35.45.
- 18) 1.86 grammi di ferro "spostano" 843.2 mL di idrogeno da una soluzione acida a 40 °C ed alla pressione di 775 mmHg. Calcolare il peso equivalente del ferro.

## SOLUZIONI

- 1) 8.99; 3
- 2) 63.54; 31.78
- 3) 100
- 4) 15.5
- 5) a) 4.9 g CuSO<sub>4</sub>    b) 9.0 g Zn    c) 21.0 g NaOH
- 6) a) 458.29    b) 152.76    c) 114.57
- 7) a) 59.35    b) 29.68; 4
- 8) a) 226.98    b) 113.49    c) 75.66
- 9) 156.8
- 10) 31.73
- 11) Sn : 59.34;    Zn : 32.65
- 12) 47.8 u (Titanio)
- 13) 31.1 u
- 14) 12.155 (Magnesio)
- 15) 9
- 16) 3 ; 6 ; 9
- 17) a) 10.34    b) 6.2
- 18) 27.9

## CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

[NOTA: ove non altrimenti specificato, le soluzioni sono da intendersi “acquose” e le concentrazioni espresse in percentuale sono da intendersi in massa ]

- a)** Calcolare la molarità delle seguenti soluzioni:
- a) 120 g di idrossido di bario in 15 litri di soluzione
  - b) 1.59 g di solfato di rame(II) in 250 mL di soluzione
  - c) soluzione di acido cloridrico al 38% ,  $d = 1.188 \text{ g cm}^{-3}$  (HCl commerciale)
- [a: 0.0467; b: 0.0398; c: 12.38] mol dm<sup>-3</sup>
- b)** Una soluzione acquosa concentrata di perossido di idrogeno usualmente risulta al 30% in massa e presenta una densità pari a 1.11 g/mL. Si calcoli:
- a) la molarità; b) la molalità; c) la frazione molare di H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.
- [a: 9.79 mol dm<sup>-3</sup>; b: 12.6 mol kg<sup>-1</sup>; c: 0.185]
- c)** Quante moli e quanti grammi di acido ipocloroso ci sono in 1.5 litri di una sua soluzione 2 M ?
- [a: 3 mol; b: 157.8 g]
- d)** Quanti grammi, quante moli e quanti equivalenti sono necessari per preparare 300 mL di soluzione 0.2 normale di solfato di potassio ?
- [a: 5.23 g; b: 0.03 mol; c: 0.06 eq.]
- e)** In quale volume di acido solforico 2.64 normale sono contenuti 10 grammi di acido solforico ?
- [0.0773 L]
- f)** Quanti grammi di solfato di magnesio occorrono per preparare 600 mL di soluzione N/4 di tale sale ?
- [9.027 g]
- g)** Quanti grammi dei seguenti composti si devono pesare per preparare 100 mL di soluzione 0.1 N ?
- a) Permanganato di potassio (redox acida) PM = 158 u
  - b) Dicromato di potassio (redox acida) PM = 294.48 u
  - c) Acido solforico (reaz. acido-base) PM = 98 u
- [a: 0.316 g; b: 0.491 g; c: 0.49 g]
- h)** Quanti grammi di soluto è presente nelle seguenti soluzioni ?
- a) 80 mL di acido nitrico 0.1152 M
  - b) 75 mL di nitrato di piombo(II) 0.1 M
  - c) 150 mL di solfato di sodio 0.1 N
- [a: 0.5806 g; b: 3.312 g; c: 0.71 g]
- i)** Calcolare la **normalità** delle seguenti soluzioni:
- a) 125 mg di Na<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> in 80 mL di soluzione (redox → CO<sub>2</sub>)
  - b) 83 g di solfuro di sodio in 1.5 litri di soluzione (redox → SO<sub>2</sub>)
- [a: 0.0233 eq. dm<sup>-3</sup>; b: 4.256 eq. dm<sup>-3</sup>]

ASSEGNATI ESERCIZI (1-7 ; 10 e 10b)

## **Concentrazione delle soluzioni:** (diluizioni e conversioni)

- a) Sia data una soluzione di cloruro di sodio 0.1 M e si aggiunga del solvente. Quanto dovrà essere il rapporto tra il volume finale ed iniziale affinché:
- a) si abbia una soluzione 0.01 M ? [10]
  - b) si abbia una soluzione 0.05 M ? [2]
  - c) contenga 1 mg di sale per millilitro ? [5.848]
- b) Che volume di acido solforico al 50% ( $d_{\text{soluz.}}=1.395 \text{ g/mL}$ ) è necessario per preparare 500 mL una soluzione dell'acido che sia 0.4 N ? [14.04 mL]
- c) Che volume di acido solforico al 14.73% ( $d_{\text{soluz.}}=1.1 \text{ g cm}^{-3}$ ) reagisce esattamente e completamente con 120 mL di idrossido di sodio la cui concentrazione è 31 mg/mL ? [28 mL]

Svolti dall'eserciziario, n. 22, 23, 25, poi n. 8, 5, 11, 20.  
ASSEGNATI ESERCIZI (8, 9, 12-28)

-----

- 1) Eseguire le conversioni delle concentrazioni delle seguenti soluzioni indicate:
  - a)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  3 M in normalità;
  - b)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  0.35 N in molarità;
  - c)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  5 g/litro in molarità;
  - d)  $\text{CuSO}_4$  20 mg/mL in molarità;
  - e) NaCl al 5% (massa) in moli di NaCl/kg di solvente (molalità);
  - f) NaCl 1 molale in % in peso [massa]
- 2) Quante moli di solfato di alluminio vi sono in 20 mL di una soluzione 3 M ?
- 3) Quanti grammi di idrossido di calcio vi sono in 800 mL di una soluzione 0.12 N ? Quante millimoli e quanti milliequivalenti ?
- 4) Per una reazione sono necessari 12 g di acido solforico. Quanti millilitri di una soluzione 1.8 N si debbono usare ?
- 5) Preparare da una soluzione di  $\text{CuSO}_4$  M, 80 mL di soluzione con concentrazione pari a 20 mg/mL
- 6) L'ammoniaca concentrata è una soluzione [acquosa] al 26% in massa di  $\text{NH}_3$ ; la sua densità è 0.904 g/mL. Qual è la sua molarità e la sua normalità [intesa come base] ?
- 7) Dell'ammoniaca gassosa viene fatta gorgogliare in acqua dando luogo ad una soluzione con peso specifico 0.93 g/mL e contenente il 18.6% in peso di  $\text{NH}_3$ . Quale è il peso di ammoniaca per mL di soluzione ?

- 8) Che volume di alcool [etilico] al 95% in peso ( $d=0.809 \text{ g/cm}^3$ ) si deve usare per preparare 150 mL di alcool al 30% in peso ( $d=0.957 \text{ g/cm}^3$ ) ?  
[alcool etilico  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ]
- 9) Che volumi di acido cloridrico 12 N e 3 N si debbono mescolare per avere un litro di **HCl** 6 N ?
- 10) Determinare le frazioni molari dei componenti l'alcool etilico al 95% .  
[i componenti sono acqua e alcool etilico  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ]
- 10b) In una soluzione acquosa di alcool metilico ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ), l'alcool è presente con la frazione molare pari a 0.2. Determinare la molalità dell'alcool nella soluzione.
- 11) Che volume di acido solforico concentrato ( $d = 1.84 \text{ g/mL}$ ) si deve aggiungere a 100 mL di acqua per ottenere una miscela con una densità di  $1.07 \text{ g/mL}$  ?  
[bisogna ammettere che  $d=1.84 \text{ g/mL}$  sia per  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 100% e che la funzione densità vs. % in massa sia perfettamente lineare.]
- 12) A che volume si devono diluire 10 mL di acido nitrico 0.333 N in modo da avere una concentrazione di acido nitrico pari a  $0.01 \text{ g/mL}$  ?
- 13) Che volume di acido solforico ( $d_{\text{soluz.}}=1.84 \text{ g/cm}^3$ ) al 98% è necessario per preparare 500 mL di una soluzione di acido solforico 0.426 N ?
- 14) Quanto idrossido di sodio è necessario per preparare 300 mL di **NaOH** 0.037 N ?  
["Quanto" leggesi circa "Che massa di"]
- 15) Una soluzione al 10% di solfato di rame ["rameico"] ha una densità di  $1.16 \text{ g/mL}$ . Quanto solfato di rame pentaidrato si può ottenere da un litro di questa soluzione ?
- 16) Qual è la composizione percentuale in peso di idrossido di sodio presente in una soluzione 4 N di **NaOH** che ha una densità pari a  $1.15 \text{ g/cm}^3$  ?
- 17) A quale volume devono essere portati 500 mL di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 90% per ottenere una soluzione 10 normale ? La densità dell'acido solforico al 90% è di  $1.81 \text{ g/mL}$ .
- 18) Quanti grammi di acqua devono essere aggiunti a 10 mL di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  36 N, densità  $1.8 \text{ g/mL}$ , per ottenere una soluzione al 5% ?
- 19) 10 mL di acido solforico diluito di densità  $1.1 \text{ g/mL}$  forniscono per trattamento con cloruro di bario, un precipitato di solfato di bario dal peso di 0.378 g. Calcolare:
- la percentuale in peso dell'acido solforico;
  - la molarità;
  - l'acqua che deve essere aggiunta ad un campione di 10 mL per avere una soluzione all'1%.

- 20) La densità di una soluzione di **KCl** contenente 246 g di sale in 1000 g di acqua è di 1.131 g/mL a 21 °C. A questa temperatura la densità del **KCl** solido è 1.984 g/mL. Calcolare:  
 a) la molarità; b) la normalità; c) la molalità; d) la frazione molare  
 e) la percentuale in peso; f) la percentuale in volume.
- 21) 17.62 mg di **AgCl** vengono ottenuti aggiungendo un eccesso di **AgNO<sub>3</sub>** a 80 mL di una soluzione di cloruro di calcio. Calcolare la normalità della soluzione di **CaCl<sub>2</sub>**.
- 22) Che peso di **NaCl** si può ottenere da 50 mL di una soluzione 0.234 N di **HCl** cui si aggiunge un eccesso di **NaOH** ?
- 23) Che peso di **HCl** è equivalente al peso di **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** contenuto in 50 mL di una soluzione di **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** 0.526 M ?
- 24) Quanti grammi di acqua sono necessari per preparare una soluzione al 25% in sale anidro partendo da 100 g di **Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>·12H<sub>2</sub>O** ?
- 24b) Da 100 g di **MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O** si deve preparare una soluzione al 20% in sale anidro. Quanta acqua si deve aggiungere ?
- 25) 1 g di zinco viene disciolto in 50 mL di **HCl** 0.645 N. Calcolare la normalità dell'acido dopo la dissoluzione dello zinco ed il peso di **ZnCl<sub>2</sub>** formato.
- 26) Completare la seguente tabella per soluzioni acquose:
- | soluto   | Massa di soluto | Volume (dm <sup>3</sup> ) | Molarità (mol dm <sup>-3</sup> ) |
|--|-----------------|---------------------------|----------------------------------|
| <b>NaHCO<sub>3</sub></b>                       | 2.52            | 0.125                     | (a)                              |
| <b>C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O<sub>3</sub></b> | (b)             | 0.800                     | 3.50                             |
| <b>SrCl<sub>2</sub></b>                        | 2.30            | (c)                       | 1.45                             |
| <b>Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub></b>          | (d)             | 0.300                     | 0.275                            |
- 27) Quale sarà la concentrazione della soluzione ottenuta mescolando 250 mL di **NaOH** 0.22 M con 150 mL di **NaOH** 0.1 M ? [Considerare additivi i volumi]
- 28) Siano dati, a 20°C, 250 mL di soluzione di acido fosforico contenenti 33.81 g di acido. La densità di tale soluzione è pari a 1.0764 g cm<sup>-3</sup>. Calcolare la molalità e la molarità della soluzione e le normalità della stessa relative alla formazione di tutti i sali possibili per reazione con **KOH**.

## SOLUZIONI

- 1) a) 6 N b) 0.175 M c) 0.035 M d) 0.125 M e) 0.9 molale f) 5.53 %  
2) 0.06 moli 3) 3.55 g = 48 mmoli = 96 meq  
4) 136 mL  
5) aggiungere 70 mL di H<sub>2</sub>O a 10 mL di CuSO<sub>4</sub> 1 M  
6) 13.8 M; 13.8 N 7) 173 mg/mL  
8) 56 mL  
9) 333.3 mL HCl 12 N; 666.6 mL HCl 3 N  
10)  $\chi_{\text{etanolo}} = 0.881$ ;  $\chi_{\text{H}_2\text{O}} = 0.119$  10b)  $m_{\text{CH}_3\text{OH}} = 13.87 \text{ mol kg}^{-1}$   
11) 9.1 g = 4.94 mL 12) 21 mL  
13) 5.8 mL 14) 0.444 g  
15) 182 g 16) 13.9 %  
17) 1662 mL 18) 334.8 g  
19) a) 1.44% b) 0.162 M c) 4.4 mL  
20) a) 3 M b) 3 N c) 3.29 molale d) 5.6 % e) 19.7 % f) 11.25 %  
21)  $1.54 \times 10^{-3}$  22) 0.685 g  
23) 1.92 g 24) 72.64 g 24b) 134 g  
25)  $3.5 \times 10^{-2}$  N; 2.07 g 26) a) 0.24 b) 258 c) 0.01 d) 19.95  
27) 0.175 M  
28) a) 1.38 M b) 1.43 m c) 1.38 N d) 2.76 N e) 4.14 N

## REAZIONI E ANALISI TITRIMETICA

[NOTA: L'anione tetrionato è  $S_4O_6^{--}$  (si forma generalmente per ossidazione del tiosolfato); l'anione ossalato è  $C_2O_4^{--}$  (la sua ossidazione produce  $CO_2$ )]

### Reazioni ACIDO-BASE (neutralizzazione)

- a) Che volume di HCl 0.25 N è necessario per neutralizzare
- a) 100 mL di idrossido di sodio 0.12 M [48 mL]
  - b) 250 mL di idrossido di calcio  $4.3 \times 10^{-3}$  N [4.3 mL]
- b) Calcolare la concentrazione di una soluzione di acido nitrico sapendo che 30 mL di essa hanno titolato 75 mL di idrossido di bario 0.025 M
- [0.125 mol dm<sup>-3</sup>]

### Reazione di precipitazione quantitativa

- c) Che volume di cloruro di bario 0.186 M precipita quantitativamente 50 mL di una soluzione di solfato di sodio prelevati da una soluzione preparata sciogliendo 0.75 g di sale in 500 mL di soluzione [2.85 mL]
- d) 17.62 mg di cloruro di argento vengono ottenuti aggiungendo un lieve eccesso di nitrato di argento a 80 mL di una soluzione di cloruro di calcio. Calcolare la normalità della soluzione di cloruro di calcio.
- [ $1.54 \times 10^{-3}$  mol dm<sup>-3</sup>]
- e) **Come Es. n. 11 di “analisi titrimetrica”**  
20 mL di aceto ( $d = 1.04$  g cm<sup>-3</sup>) richiesero 53 mL di idrossido di potassio 0.4 normale per la titolazione. Calcolare la percentuale di acido acetico nell'aceto analizzato.
- [6.11 %]

### Reazioni redox

- f) Quando lo zinco metallico reagisce con acido fosforoso, in presenza di acido solforico, si forma il gas fosfina ( $PH_3$ ) e solfato di zinco. Bilanciare la reazione redox e calcolare la massa di zinco teoricamente necessaria a produrre 2 grammi di fosfina.
- [11.5 g]

Seguono, dall'eserciziario, n. 20, 26; n. 30, 32 (spiegati)

-----

- 1) Calcolare il peso di soluto espresso in grammi presente nelle seguenti soluzioni:
  - a) 30 mL di  $\text{AgNO}_3$  0.05 N;
  - b) 2 Litri di  $\text{HCl}$  2.5 N
  - c) 3 dm<sup>3</sup> di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1.5 N
  - d) 1.5 Litri di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  2 N
  
- 2) Come può essere preparata ciascuna delle seguenti soluzioni:
  - a) 150 mL 0.1 N di  $\text{NaOH}$  partendo da  $\text{NaOH}$  solido;
  - b) 100 mL 0.1 N di  $\text{NH}_3$  partendo da una soluzione 1.1 N;
  - c) 1.5 dm<sup>3</sup> 0.05 N di  $\text{Ba(OH)}_2$  partendo da  $\text{BaO}$  solido;
  - d) 150 mL 0.15 N di  $\text{HCl}$  partendo da  $\text{HCl}$  12 N.
  
- 3) Che quantità delle sostanze elencate reagisce con 20 mL di  $\text{NaOH}$  0.1 N:
  - a) 0.05 N di  $\text{HCl}$ ;
  - b) 0.05 N di  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
  - c) mg di  $\text{HCl}$ ;
  - d) mg di  $\text{H}_2\text{SO}_4$
  
- 4) Che quantità di sostanza sulla colonna destra reagisce con la corrispondente quantità indicata sulla sinistra:
 

a) 30 mL 0.15 N di $\text{KMnO}_4$ (soluz. acida)	a) ? mg di $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$
b) 30 mL 0.15 N di $\text{KMnO}_4$	b) ? mL 0.1 M di $\text{H}_2\text{S}$ (a zolfo elementare)
c) 30 mL 0.15 M di $\text{KMnO}_4$	c) ? mL 0.1 M di $\text{H}_2\text{S}$ (a zolfo elementare)
d) 0.15 g di $\text{Fe}^{2+}$ (soluz. acida)	d) ? mL 0.1 N di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
e) 0.25 g di $\text{KBrO}_3$ (a bromuro)	e) ? mL 0.1 N di $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (a tetrionato)
f) 40 mL 0.1 N di $\text{KMnO}_4$ (soluz. acida)	f) ? mg di $\text{H}_2\text{O}_2$
  
- 5) Calcolare la normalità e la molarità di ciascuna delle seguenti soluzioni acquose:
 

a) $\text{HCl}$ 24% $d = 1.12 \text{ g cm}^{-3}$	d) $\text{H}_2\text{SO}_4$ 72% in $\text{SO}_3$ $d = 1.80 \text{ g cm}^{-3}$
b) $\text{HNO}_3$ 72% $d = 1.42 \text{ g cm}^{-3}$	e) $\text{NH}_3$ 30% $d = 0.89 \text{ g cm}^{-3}$
c) $\text{H}_2\text{SO}_4$ 95% $d = 1.83 \text{ g cm}^{-3}$	f) $\text{NaOH}$ 10% $d = 1.1 \text{ g cm}^{-3}$
  
- 6) A che volume si devono diluire 50 mL di acido nitrico al 78% in peso ( $d = 1.445 \text{ g cm}^{-3}$ ) per avere una soluzione che contenga 10 g di  $\text{HNO}_3$  per 100 mL di soluzione ?
  
- 7) Quanti *grammi per litro* di permanganato di potassio si devono usare per preparare una soluzione equivalente ad una di dicromato di potassio contenente 4.206 g per litro ?
  
- 8) Quanti mg di carbonato di calcio “vengono neutralizzati da” 30.0 mL di  $\text{HCl}$  1.5 N ? (NOTA: “reagiscono completamente con”)

- 9) Un campione di idrossido di sodio contiene il 2% di acqua e 5% di carbonato di sodio. Un campione di grammi 1.00 di questo prodotto viene disciolto in acqua e portato al volume di 250 mL. Calcolare la normalità della soluzione come base.
- 10) Grammi 1.25 di carbonato sodico che ha una purezza del 99.5%, viene disciolto in acqua e la soluzione portata a 250 mL. Sono occorsi 45.0 mL di questa soluzione per titolare 40 mL di una soluzione di acido solforico. Calcolare la normalità e la molarità della soluzione di acido solforico.
- 11) 16.24 mL di aceto ( $d = 1.06 \text{ g/mL}$ ) hanno richiesto 48.24 mL di idrossido di potassio 0.3564 N per la titolazione. Calcolare la percentuale di acido acetico nell'aceto.
- 12) Da una aliquota di 30.0 mL di una soluzione di acido solforico si ottengono, per aggiunta di una soluzione di cloruro di bario, grammi 0.3842 di solfato di bario. A che volume si deve diluire un litro di soluzione dell'acido perchè sia esattamente 0.1 normale ?
- 13) Tabulare il valore del peso equivalente e la concentrazione in mg/mL di una soluzione 0,1250 N delle seguenti sostanze (ox = ossidante; rid = riducente)
- |  |   |
|--|---|
| a) $\text{KMnO}_4$ (ox in soluz. acida)  | b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (ox in soluz. acida)             |
| c) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ (rid $\rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ ) | d) $\text{H}_2\text{SO}_3$ (rid $\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ ) |
| e) $\text{SO}_2$ (rid $\rightarrow \text{SO}_3$ )  | f) $\text{HNO}_2$ (rid $\rightarrow \text{HNO}_3$ )                   |
| g) $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (rid $\rightarrow \text{CO}_2$ )  |   |
- 14) Determinare il peso equivalente delle seguenti sostanze relativamente alle reazioni a fianco indicate (non bilanciate)
- |                             |   |
|-----------------------------|---|
| a) $\text{As}_2\text{O}_3$  | $\text{AsO}_3^{3-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{I}^- + \text{H}^+$   |
| b) $\text{K}_2\text{SeO}_4$ | $\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{SeO}_3^{2-} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| c) $\text{Cu}_2\text{O}$    | $\text{Cu}^{++} + \text{I}^- \longrightarrow \text{CuI} + \text{I}_2$   |
- 15) Calcolare la normalità e la molarità delle 3 seguenti soluzioni di permanganato di cui:
- 28.63 mL sono equivalenti a 1.182 g di  $\text{FeSO}_4 (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 16 \text{H}_2\text{O}$
  - 34.27 mL sono equivalenti a 0.2106 g di ferro (purezza 99.4%)
  - 37.62 mL sono equivalenti a 0.1892 g di  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  al 98.2 %

- 16) Un campione di un minerale di stibite ( $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ) di grammi 0.2643 è portato in soluzione. Viene allontanato l'idrogeno solforato e per l'ossidazione [completa] dell'antimonio vengono impiegati 25.2 mL di una soluzione di permanganato di potassio  $2.084 \times 10^{-2}$  molare. Calcolare la percentuale di antimonio nel minerale.
- 17) Quanti milligrammi di  $\text{CuS}$  vengono ossidati a zolfo da 210 mg di acido nitrico (acido diluito, prodotto di riduzione  $\text{NO}$ ).
- 18) 16.4 mL di una soluzione 0.33 M di dicromato di potassio ossidano [completamente] 24.0 mL di una soluzione di cloruro ferroso a cloruro ferrico. Qual è la molarità della soluzione di cloruro ferroso ?
- 19) Quanti millilitri di una soluzione 0.24 M di solfito di sodio vengono ossidati a solfato di sodio da 180 mL di una soluzione 0.32 M di permanganato di potassio ? [la reazione viene effettuata in ambiente piuttosto acido].
- 20) Quanti millilitri di una soluzione 0.085 M di tiosolfato sodico vengono ossidati a tetrato di sodio da 180 mL di una soluzione 0.16 M di  $\text{KClO}_3$  ?  
[il prodotto di riduzione è il cloruro]
- 21) 90.0 mL di una soluzione 0.430 M di acqua ossigenata ossidano [completamente, in ambiente acido,] 64.0 mL di una soluzione di ioduro di sodio a iodio. Qual è la molarità della soluzione di ioduro di sodio ?
- 22) Calcolare il grado di purezza di un campione di bromuro di potassio sapendo che per la precipitazione completa di una campione del peso di 0.350 g sono occorsi 28.0 mL di nitrato di argento 0.1 normale. Risolvere il problema nei due casi in cui l'unica impurezza sia rispettivamente a)  $\text{NaNO}_3$  e b)  $\text{KI}$ .  
[NOTA: il caso b è una analisi indiretta]
- 23) Calcolare la percentuale di magnetite  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  in un campione di minerale di ferro, sapendo che 0.2413 g di esso dopo dissoluzione e riduzione dello ione ferrico a ferroso richiede 21.23 mL di permanganato 0.0218 M per la completa ossidazione.
- 24) Un campione di grammi 0.2352 di pirolusite [diossido di manganese] viene riscaldato con un eccesso di acido cloridrico. Il gas che viene liberato gorgoglia in una soluzione contenente ioduro di potassio liberando iodio. Per la titolazione di quest'ultimo occorrono 47.82 mL di una soluzione 0.1123 N di tiosolfato sodico. Calcolare la percentuale di diossido di manganese nella pirolusite in esame. [NOTA: il tiosolfato viene ossidato a tetrato ]

- 25) Calcolare la percentuale di ferro in un minerale di cui un campione di 0.4216 g ha richiesto per la titolazione 43.16 mL di dicromato di potassio 0.01687 M.  
[NOTA: secondo l'autore si dovrebbe intuire che il ferro è allo stato ferroso ]
- 26) 35.62 mL di soluzione di tiosolfato vengono impiegati per titolare lo iodio liberato per l'aggiunta di 0.2982 g di iodato potassico ad una soluzione acida di ioduro di potassio. Scrivere la reazione e calcolare la normalità del tiosolfato.  
[NOTA: il tiosolfato viene ossidato a tetrionato; la soluz. acida contiene un eccesso di KI].
- 27) Grammi 10.57 di cloruro di calce (ipoclorito di calcio) vennero dispersi in acqua e la soluzione portata ad un litro. Vennero aggiunti 50 mL di una soluzione acida di ioduro di potassio e lo iodio liberato venne titolato con arsenito sodico N/10; vennero impiegati 44.36 mL. Scrivere le reazioni e calcolare i grammi di  $\text{As}_2\text{O}_3$  impiegati e la percentuale di cloro attivo eliminato.
- 28) La determinazione del cloruro di calcio contenuto in una data soluzione viene eseguita precipitando il calcio sotto forma di ossalato ( $\text{CaC}_2\text{O}_4$ ). Il precipitato venne disciolto con acido solforico diluito e la soluzione richiese per l'ossidazione 30.0 mL di permanganato di potassio 0.1 molare. Calcolare il contenuto di  $\text{CaCl}_2$  nella soluzione data.
- 29) Per determinare il cloruro di sodio contenuto in una soluzione di questo sale vi vennero aggiunti 50 mL di una soluzione di nitrato di argento 0.1 N. L'eccesso di ione argento venne titolato con solfocianato potassico ( $\text{KSCN}$ )  $5 \times 10^{-2}$  M; ne vennero impiegati 24.0 mL. Calcolare il contenuto di  $\text{NaCl}$  della soluzione.  
[NOTA: le reazioni utilizzate sono tutte di precipitazione di composti poco solubili di Ag]
- 30) Un campione di 20 mL di una soluzione di acido ossalico e di ossalato di sodio neutro richiese per la neutralizzazione 9.3 mL di  $\text{NaOH}$  0.1 N e per l'ossidazione 24.7 mL di  $\text{KMnO}_4$  0.1 N [NOTA: il termine "neutralizzazione" è ambiguo perchè qui assume il significato "per la completa titolazione dell'acido"]. Determinare le concentrazioni, in grammi per litro, delle due sostanze presenti in soluzione.
- 32) Calcolare la percentuale in peso ed in volume di ozono nell'aria a  $13^\circ\text{C}$  e 760 mmHg sapendo che 3 litri di aria secca ozonizzata liberano, da una soluzione acida di ioduro, una quantità di iodio che ossida [quantitativamente] 15.3 mL di una soluzione 0.1 N di tiosolfato. [NOTA: L'ozono si riduce a ossigeno e acqua in ambiente acido. Il tiosolfato viene ossidato a tetrionato ]

## SOLUZIONI

- 1) a) 0.2535 g    b) 182.3 g    c) 220.7 g    d) 159 g
- 2) a) disciogliere 0.60 g di NaOH in acqua e portare il volume a 150 mL  
b) diluire 9.09 mL a 100 mL  
c) disciogliere 5.752 g di BaO e diluire a 1.5 Litri  
d) diluire 1.88 mL a 150 mL
- 3) a) 40 mL    b) 40 mL    c) 72.92 mg    d) 98.08 mg
- 4) a) 301.5 mg    b) 22.50 mL    c) 112.5 mL  
d) 26.86 mL    e) 89.90    f) 68.0 mg
- 5) a) 7.37 M e N    b) 16.2 M e N    c) 17.8 M e 35.5 N  
d) 16.18 M e 32.36 N    e) 15.7 M e N    f) 27.5 M e N
- 6) 563.6 mL    7) 2.711 g
- 8) 2252 mg    9) 0.0968 N
- 10) 0.1056 N; 0.0528 M
- 11) 5.99%    12) al volume di 1097 mL
- 13) a) 31.6; 3.951 mg/mL    b) 49.0; 6.130 mg/mL  
c) 248; 31.02 mg/mL    d) 41.4; 5.130 mg/mL  
e) 32; 4.004 mg/mL    f) 23.5; 2.939 mg/mL  
g) 67; 8.735 mg/mL
- 14) a)  $\text{As}_2\text{O}_3/4 = 49.46$     b)  $\text{K}_2\text{SeO}_4/2 = 110.6$     c)  $\text{Cu}_2\text{O}/2 = 71.57$
- 15) a) 0.1053 N; 0.02106 M    b) 0.1094 N; 0.0219 M  
c) 0.0783 N; 0.0157 M
- 16) 60.56% Sb    17) 478 mg CuS
- 18) 1.36 M  $\text{FeCl}_2$     19) 600 mL
- 20) 2030 mL    21) 1.21 M
- 22) a) 95.2%    b) 83.2%
- 23) 74.15%    24) 99.23  $\text{MnO}_2$
- 25) 57.87%
- 26)  $\text{IO}_3^- + 5 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ = 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$     0.2347 N
- 27)  $\text{Cl}^{+1} + 2 \text{I}^- = \text{Cl}^- + \text{I}_2$     0.2196 g  $\text{As}_2\text{O}_3$   
 $\text{I}_2 + \text{AsO}_3^{3-} + \text{H}_2\text{O} = \text{AsO}_4^{3-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{I}^-$     1.49% di cloro attivo
- 28) 0.8275 g
- 29) 0.2223 g
- 30) 2.093 g di  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$     5.15 g di  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$
- 32) 0.99% in peso    0.60% in volume

## Proprietà Colligative

- a) Si vuole preparare una soluzione di glucosio ( $C_6H_{12}O_6$ ) isotonica con il sangue. Si calcoli quanti grammi di glucosio occorre sciogliere per litro di soluzione, sapendo che la pressione osmotica del sangue è di 7.5 atm a  $37^\circ C$ . [53.4 g]
- b) 1.20 g di uno zucchero sono stati solubilizzati in 100 mL di acqua. La soluzione ottenuta mostra un abbassamento crioscopico pari a  $0.065^\circ C$ . Calcolare la massa molare dello zucchero. ( $K_{cr H_2O} = 1.86^\circ C mol^{-1} kg$ ) [343.4 u]
- c) Calcolare, a  $25^\circ C$ , la pressione osmotica di una soluzione acquosa di cloruro di magnesio contenente 2 g di sale in 130 mL di soluzione. [11.86 atm]
- d) Calcolare la pressione osmotica, a  $30^\circ C$ , di una soluzione contenente 0.793 g di un non elettrolita **X** in 1.0 litri di soluzione sapendo che, quando 0.325 g di **X** sono solubilizzati in 24 mL di acqua, il punto di congelamento della soluzione ottenuta vale  $-0.2^\circ C$ . ( $K_{cr H_2O} = 1.86^\circ C mol^{-1} kg$ ) [0.157 atm]
- e) Calcolare la temperatura di ebollizione della una soluzione in benzene 0.151 M ( $d_{soluz.} = 0.930 g cm^{-3}$ ) di un composto organico di massa molecolare pari a 650.11 u.  
La temperatura di ebollizione normale del benzene puro è di  $80.09^\circ C$  e la sua costante ebullioscopica è  $2.53^\circ C mol^{-1} kg$ . [80.548 \*C]
- f) Seguono, dall'eserciziario, n. 11, 14, 18

-----

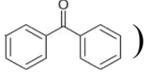
- 1) La pressione osmotica di una soluzione di zucchero è di 22.7 atmosfere a  $60^\circ C$ . Calcolare la concentrazione della soluzione in moli per litro.
- 2) g 0.743 di un composto organico sono disciolti in acqua a  $15^\circ C$  e portati al volume di 150 mL; questa soluzione ha una pressione osmotica di 1.535 atmosfere. Calcolare il peso molecolare del composto.
- 3) g 68.4 di zucchero (peso molec. 342 u ) sono disciolti in un litro di soluzione. Calcolare la pressione osmotica della soluzione a  $20^\circ C$ .
- 4) Una soluzione di g 11.346 di un composto organico in 100 g di etere ( $(C_2H_5)_2O$ ) ha una tensione di vapore di 360.1 mmHg. Alla temperatura dell'esperienza la tensione di vapore dell'etere puro è di 383 mmHg. Calcolare il peso molecolare del composto organico.
- 5) A  $20^\circ C$  la tensione di vapore dell'etere è di 442 mmHg. Quando 6.1 grammi di una sostanza vengono disciolti in 50 grammi di etere la tensione di vapore diminuisce di 32 mmHg. Qual è il peso molecolare della sostanza?

- 6) A  $80^{\circ}\text{C}$  la tensione di vapore di una soluzione contenente 2.47 g di un composto organico in 100 g di benzolo [=benzene,  $\text{C}_6\text{H}_6$ ] è 742.6 mmHg; la tensione di vapore del benzolo puro a  $80^{\circ}\text{C}$  è 751.86 mmHg. Calcolare il peso molecolare del composto.
- 7) Una soluzione contenente 1.346 g di una proteina per 100 g di acqua ha una pressione osmotica di 9.69 cm di acqua a  $25^{\circ}\text{C}$ . Calcolare il peso molecolare della proteina. [Si suppone che la proteina non subisce alcuna dissociazione]
- 8) La pressione osmotica di una soluzione di grammi 10 di benzofenone in 200 mL di etere è di 6.15 atmosfere a  $0^{\circ}\text{C}$ . Calcolare il peso molecolare del benzofenone.
- 9) Una soluzione contenente g 3.85 di zucchero per litro è isotonica con una soluzione contenente g 1.0 di urea  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  in 649 g di acqua. Calcolare il peso molecolare dello zucchero.
- 10) Calcolare i grammi di glicerina ( $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ ) da aggiungere a 100 g di acqua affinché il punto di congelamento della soluzione sia di  $-0.25^{\circ}\text{C}$ .  
( $K_{cr} \text{H}_2\text{O} = 1.86^{\circ}\text{C Kg mol}^{-1}$ )
- 10b) Il costo per chilo della glicerina ( $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ ) e dell'alcool metilico ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) è lo stesso; se queste sostanze vengono usate per preparare soluzioni anticongelanti per radiatori di auto, quale ritenete sia più conveniente?
- 10c) A  $25^{\circ}\text{C}$ , la pressione osmotica di una soluzione acquosa contenente 2.65 g di un elettrolita forte  $\text{AB}_2$  in 500 mL, vale 354637 Pa. Determinare la massa molare della sostanza.
- 11) 10 grammi di acqua vengono disciolti in 80 g di alcool metilico. Sapendo che le tensioni di vapore dell'acqua e dell'alcool metilico, a  $30^{\circ}\text{C}$ , valgono rispettivamente 31.8 e 55.0 torr, calcolare la tensione di vapore della miscela e la composizione del vapore in equilibrio con la soluzione esprimendola in frazione molare.
- 12) La tensione di vapore di un liquido **A**, il cui peso molecolare è 120 u, è di 70 mmHg a  $25^{\circ}\text{C}$ . Quanti grammi di  $\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2$  si debbono aggiungere a 30 g di **A** affinché la tensione di vapore risulti 55 mmHg ?
- 13) La tensione di vapore di un liquido **A** ( $\text{PM}=72 \text{ u}$ ) è di 38.96 torr a  $0^{\circ}\text{C}$  e quella di un liquido **B** ( $\text{PM}=87 \text{ u}$ ) è di 27.32 torr alla stessa temperatura. Calcolare la tensione di vapore a  $0^{\circ}\text{C}$  di una miscela di 20 g di **A** e 40 g di **B** sapendo che i liquidi sono completamente miscibili e supponendo un comportamento ideale della miscela.
- 14) A  $80^{\circ}\text{C}$  la tensione di vapore del butirrato di metile è 361 mmHg e quella dell'acetato di etile 833 mmHg. Qual è la percentuale in peso di acetato di etile in una miscela di acetato di etile e di butirrato di metile che bolle a  $80^{\circ}\text{C}$  ?  
[NOTA: forse è il più tosto]

- 15) 0.504 g di una sostanza disciolta in 42.0 g di benzene innalzano il punto di ebollizione del benzene di  $0.715^{\circ}\text{C}$  al di sopra del suo valore normale che è  $80.2^{\circ}\text{C}$ . Calcolare il peso molecolare del soluto ( $K_{\text{eb benzene}} = 2.57^{\circ}\text{C Kg/mole}$ ).
- 16) 17.930 g di mannite disciolti in 1000 g di acqua abbassano la tensione di vapore dell'acqua di  $0.0307\text{ mmHg}$ ; la tensione di vapore dell'acqua alla temperatura dell'esperienza è di  $17.19\text{ mmHg}$ . Calcolare il peso molecolare della mannite.
- 17) Calcolare la temperatura di congelamento della soluzione acquosa di cloruro di calcio al 4% in massa. ( $K_{\text{crH}_2\text{O}} = 1.86^{\circ}\text{C Kg mol}^{-1}$ )
- 18) Un composto organico contenente carbonio, idrogeno, ossigeno e azoto fornì all'analisi elementare i seguenti risultati: C:48.6%; H:6.4%; N:8.1%. La soluzione ottenuta sciogliendo 1.258 g di questo composto in 65 g di benzene congela a  $4.83^{\circ}\text{C}$ . Determinare la formula del composto sapendo che il benzene congela a  $5.4^{\circ}\text{C}$  e che la sua costante crioscopica vale  $5.12^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$ .
- 20) Una soluzione di 0.08 moli di acido cloroacetico in 1000 g di acqua è ionizzata per il 13%. Calcolare l'abbassamento del punto di gelo, l'innalzamento del punto di ebollizione e la tensione di vapore a  $25^{\circ}\text{C}$  della soluzione. La tensione di vapore dell'acqua a  $25^{\circ}\text{C}$  è di  $23.75\text{ mmHg}$ . ( $K_{\text{crH}_2\text{O}} = 1.86^{\circ}\text{C Kg mol}^{-1}$ ; ( $K_{\text{ebH}_2\text{O}} = 0.51^{\circ}\text{C Kg mol}^{-1}$ ) [NOTA: la costante di dissociazione dell'acido varia con la temperatura, pertanto il fatto di ritenerla costante fornirà un risultato approssimato].
- 31) Calcolare la tensione di vapore, a  $22^{\circ}\text{C}$ , di una soluzione preparata sciogliendo 3.85 g di iodio in 70.8 mL di  $\text{CCl}_4$  sapendo che a tale temperatura la tensione di vapore di  $\text{CCl}_4$  è pari a 90.5 Torr e la sua densità è  $d_{\text{CCl}_4} = 1.594\text{ g/mL}$ .
- 32) Un composto è costituito esclusivamente da **P** e **S**, quest'ultimo per il 43.5% in massa. Determinare il suo peso molecolare sapendo che 10.5 g del composto sciolti in 150 g di cloroformio ( $\text{CHCl}_3$ ) ne abbassano la tensione di vapore, a  $25^{\circ}\text{C}$ , da 172.0 a 165.8 mmHg.
- 34) Calcolare la temperatura normale di ebollizione di una soluzione acquosa contenente 1.95 g di glicole etilenico ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ , non volatile e indissociato) in 175 mL di acqua ( $d_{\text{H}_2\text{O}} = 0.996\text{ g/mL}$ ). La temperatura normale di ebollizione dell'acqua è  $100^{\circ}\text{C}$  e la sua costante ebullioscopica molale è  $0.512^{\circ}\text{C Kg mol}^{-1}$
- 39) 700 mL di una soluzione acquosa contengono 2 grammi di glucosio ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) e una quantità incognita di saccarosio ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ). Calcolare la quantità di saccarosio presente in soluzione sapendo che essa presenta, a  $27^{\circ}\text{C}$ , una pressione osmotica di 492 mmHg.
- 43) Calcolare la pressione osmotica, a  $32^{\circ}\text{C}$ , di una soluzione 0.8 molale in  $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  sapendo che la densità della soluzione, alla stessa temperatura, vale  $1.066\text{ g/mL}$ .

- 44) Ammettendo un comportamento ideale, calcolare la tensione di vapore di una soluzione acquosa 1 molale di urea  $[\text{CO}(\text{NH}_2)_2]$  a  $50^\circ\text{C}$ , a  $75^\circ\text{C}$ , a  $90$  e a  $100^\circ\text{C}$ . La tensione vapore dell'acqua, in mmHg, vale ( $50^\circ\text{C}$ : **92.51**), ( $75^\circ\text{C}$ : **289.1**), ( $90^\circ\text{C}$ : **525.76**)

### SOLUZIONI

- |   |   |
|---|---|
| 1) 0.8273 moli/litro                            | 2) $\text{PM} = 76.4 \text{ u}$   |
| 3) 4.805 atm.                                   | 4) $\text{PM} = 131.82 \text{ u}$   |
| 5) $\text{PM} = 115.6 \text{ u}$                | 6) $\text{PM} = 154.5 \text{ u}$  |
| 7) $\text{PM} = 35000 \text{ u}$                | 8) $\text{PM} = 182.2 \text{ u}$ ( $\text{C}_{13}\text{H}_{10}\text{O}$  ) |
| 9) $\text{PM} = 150 \text{ u}$                  | 10) 1.236 g   |
| 10b) Alcool metilico                            | 10c) 111.2 u  |
| 11) 50.8 mmHg;                                  | frazione molare $\text{H}_2\text{O}$ nel vapore = 0.114   |
|   | frazione molare $\text{CH}_3\text{OH}$ nel vapore = 0.886   |
| 12) g 10 $\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2$      | 13) 31.71 mmHg  |
| 14) 82.5 %                                      | 15) $\text{PM} = 43.1 \text{ u}$  |
| 16) $\text{PM} = 180.5 \text{ u}$               | 17) $-2.09^\circ\text{C}$   |
| 18) $\text{C}_7\text{H}_{11}\text{O}_4\text{N}$ | 20) $-0.168^\circ\text{C}$ ; $0.047^\circ\text{C}$ ; 23.7 mmHg  |
| 31) 88.7 Torr                                   | 32) $\text{P}_4\text{S}_3$  |
| 34) $100.09^\circ\text{C}$                      | 39) 2.50 g  |
| 43) 57.3 atm                                    | 44) 90.84; 283.9; 516.3; 746.3 (mmHg)   |

## ANALISI INDIRETTA

**NOTA:** per questa serie di esercizi si raccomanda di utilizzare 4 cifre significative per valori minori di 1 e 3 cifre decimali per i valori maggiori di 1. I valori di riferimento saranno comunque in difetto. Spesso viene utilizzato il termine **peso** per indicare **massa**.

Il seguente esercizio è stato estratto dal libro di Arnaldo Liberti “Stechiometria”

- a) 10 grammi di un miscuglio di carbonato di calcio e di magnesio vennero calcinati fino a fornire un miscuglio dei relativi ossidi, che pesava 5.1 g. Calcolare la composizione percentuale della miscela. [nell'ordine: 39%, 61%]
- b) Seguono indicazioni sui n. 1, 2, 3, 6, 10, 12, 18 dell'eserciziario

- 
- 1) Una miscela di anidride carbonica e di anidride solforosa pesa 3.0 grammi. Sapendo che la percentuale di ossigeno nella miscela è 65.2%, calcolare la percentuale di anidride solforosa presente nella miscela. [le % sono in massa]
  - 2) Un campione di g 2.00 di una miscela di solfuro di rame e di solfuro di manganese viene trattato con acido solforico. Si ottiene una miscela di solfati che pesa 3.38 g. Calcolare il contenuto [in massa] di rame e manganese nella miscela.
  - 3) Un campione di una miscela di cloruro di potassio e di ammonio che pesa 0.6534 g fornisce dopo dissoluzione in acqua ed aggiunta di nitrato di argento un precipitato che pesa 1.433 g. Calcolare la percentuale di **KCl** nel campione.
  - 4) Un campione di g 1.54 di una mescolanza di ossido di bario e ossido di calcio ha richiesto 40.0 mL di **HCl** N per essere trasformato in cloruri. Calcolare la percentuale [in massa] dei due ossidi nella miscela.
  - 5) Una miscela di cloruro stannoso e cloruro stannico che pesa 15.95 grammi viene portata in soluzione; per la precipitazione dello stagno come solfuro occorre tanto **H<sub>2</sub>S** quanto se ne può sviluppare da 8.8 g di **FeS**. Quanto **SnCl<sub>2</sub>** e **SnCl<sub>4</sub>** è contenuto nella miscela ? [richiede la massa dei componenti]
  - 6) In che proporzione si devono mescolare il cloruro di potassio e il cloruro di sodio per avere una miscela che contenga il 59% [in massa] di cloro ?
  - 7) Un campione di g 0.74 di una miscela di cloruro e bromuro potassico viene disciolto in acqua e portato al volume di 500 mL; 50 mL di questa soluzione richiedono per la titolazione 19.52 mL di **AgNO<sub>3</sub>** 0.05 N. Calcolare la composizione percentuale [in massa] della miscela.

- 8) Un campione di 0.500 g di una miscela costituita da  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  e da sale di Mohr  $[\text{FeSO}_4(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}]$  ha fornito dopo dissoluzione in acqua e aggiunta di  $\text{BaCl}_2$  un precipitato di  $\text{BaSO}_4$  pari a 0.750 grammi. Calcolare:
- la composizione percentuale della miscela [in massa];
  - il peso di  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  che si otterrebbe per calcinazione di un campione di 200 mg di questa miscela
- 9) Un campione di 25.0 mL di una soluzione di cloruro di sodio, cloruro di potassio e cloruro di ammonio richiede 39.0 mL di nitrato di argento 0.1 N per la completa precipitazione. Un campione di 20.0 mL della stessa soluzione dopo prolungata ebollizione con idrossido di sodio sviluppò una quantità di ammoniaca che veniva titolata con 9.8 mL di acido solforico 0.1 N. Un altro campione di 40.0 mL venne evaporato e dopo calcinazione fornì un residuo di 0.28 g. Calcolare la composizione della soluzione originale in grammi per litro. [NOTA:  $\text{NH}_4\text{Cl}$  sublima a  $520^\circ\text{C}$ , pertanto viene eliminato durante la calcinazione]
- 10) Un campione di 20.0 mL di una soluzione di carbonato di sodio e di carbonato di potassio richiede 31.5 mL di  $\text{HCl}$  0.1 N per la neutralizzazione; il liquido risultante venne evaporato e fornì un residuo di 0.21 g. Calcolare la composizione della soluzione in grammi per litro.
- 11)  $\text{BaO}_2$  e  $\text{PbO}_2$  per riscaldamento danno luogo a  $\text{BaO}$  e  $\text{PbO}$ . Un campione di 14.650 g costituito da una miscela di  $\text{BaO}_2$  e  $\text{PbO}_2$  dette un residuo di 13.522 grammi. Qual è il peso di  $\text{PbO}_2$  nella miscela originale?
- 12) Per riscaldamento  $\text{BaO}_2$  viene decomposto in  $\text{BaO}$  e  $\text{O}_2$  mentre il carbonato di bario viene decomposto in  $\text{BaO}$  e  $\text{CO}_2$ . Una miscela di  $\text{BaO}_2$  e  $\text{BaCO}_3$  dal peso di 14.53 g venne riscaldata fino a decomposizione completa. Il residuo pesava 12.365 grammi. Calcolare:
- la composizione della miscela iniziale [% in massa]
  - il volume di gas sviluppato misurato a  $0^\circ\text{C}$  e 1 atm.
  - la composizione in volume del gas sviluppato
- 13) 1.234 grammi di una miscela di cloruro di sodio e di bromuro di sodio viene riscaldata in presenza di cloro gassoso. A fine reazione, quando tutto il bromuro di sodio viene trasformato completamente in cloruro di sodio, la massa solida totale risulta pari a 1.129 grammi. Si chiede di calcolare la composizione percentuale [in massa] dei due sali nella miscela originaria.
- 14) Una miscela di ossido di piombo(II) e di ossido di piombo(IV) contiene il 90.7% di piombo. Determinare la composizione percentuale [in massa] della miscela

- 15) Una miscela è costituita da  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$  e  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$ . Un campione di tale miscela venne disidratato e si osservò una perdita in peso pari al 42.4 %. Determinare la composizione percentuale [in massa] della miscela
- 16) Una miscela è costituita da  $\text{NaCl}$  e  $\text{KCl}$ . Un campione di 1.0 g della miscela, sciolto in acqua, ha richiesto per la completa precipitazione dei cloruri sotto forma di  $\text{AgCl}$ , 51.92 mL di nitrato di argento 0.3 molare. Determinare la composizione percentuale [in massa] della miscela.
- 17) Un litro di miscela gassosa costituita da elio e ossigeno, alla temperatura di  $25^\circ\text{C}$  ed alla pressione di 721 mmHg, presenta la densità di  $0.518 \text{ g dm}^{-3}$ . Calcolare la frazione molare e la percentuale in massa di elio nella miscela.
- 18) Una miscela di cloruro di calcio e glucosio ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ), avente la massa di 4.02 g, viene usata per preparare 150 mL di soluzione acquosa che, A  $27^\circ\text{C}$ , presenta una pressione osmotica pari a 11.423 atmosfere. Determinare la composizione della miscela originaria.

### SOLUZIONI

- 1)  $\text{SO}_2$ : 33.3 %      2) Cu:  $920 \pm 5$  mg Mn:  $393 \pm 5$  mg
- 3) 64.17 %
- 4) BaO: 43.51      CaO: 56.49
- 5)  $\text{SnCl}_4$ : 6.56 g       $\text{SnCl}_2$ : 9.39 g
- 6) NaCl : KCl = 6.88 : 1
- 7) KCl: 66.1 %      KBr: 33.9 %
- 8) a) Sale di Mohr: 46.28%    b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ : 18.84 mg
- 9)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ : 2.622 g/Litro      KCl: 3.44 g/Litro      NaCl: 3.56 g/Litro
- 10)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ : 5.54 g/Litro       $\text{Na}_2\text{CO}_3$ : 4.08 g/Litro
- 11)  $\text{PbO}_2$ : 9.3 g
- 12) a)  $\text{BaO}_2$ : 57.4 %    b) 1.254 L    c)  $\text{O}_2$ : 44.1 %     $\text{CO}_2$ : 55.9 %
- 13) NaCl: 65.9 %      NaBr: 34.1 %
- 14) PbO: 66 %       $\text{PbO}_2$ : 34 %
- 15)  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ : 82 %       $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$ : 18%
- 16) 58.5 % NaCl      41.5 % KCl
- 17)  $\chi_{\text{He}} = 0.668$       %He = 20 % [in massa]
- 18)  $\text{CaCl}_2$ : 2.22 g      glucosio: 1.8 g

## Equilibri Chimici

NOTE: [ Gli es. 1, 2, 3, 4, 8, 13, 15, 19, 23, 24, 30, 32 non prevedono l'uso di pressioni parziali ]

*Note in qualche modo le concentrazioni all'equilibrio, calcolare la Kc*

a) Es. n. 4

Nella reazione in fase omogenea  $A + B \rightleftharpoons C + D$  si raggiunge l'equilibrio quando, partendo da una mole di **A** e una mole di **B**, rimangono  $\frac{1}{4}$  di mole di **A** e  $\frac{1}{4}$  di mole di **B**.

Rifare l'esercizio considerando che rimangono 0.1 moli di **A** e di **B**.

$$[Kc_1=9; Kc_2=81]$$

b) 10 g di  $PCl_5$  sono inizialmente posti in un recipiente di 2.0 litri e la temperatura portata a  $300^\circ C$ . Quanto si raggiunge l'equilibrio della decomposizione termica gassosa (dissociazione):  $PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$ , si sono formati nel recipiente 4.55 g di  $PCl_3$ . Calcolare la Kc della reazione

$$[Kc=0.0363 \text{ mol dm}^{-3}]$$

c) 0.1 moli di ammoniaca vennero scaldate in un recipiente di 1.0 litri fino ad una certa temperatura. Fu trovato che l'ammoniaca si era dissociata per il 20%. Calcolare la Kc della reazione.  $(2 NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3 H_{2(g)})$

$$[Kc=4.22 \times 10^{-5} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-3}]$$

*Note le concentrazioni iniziali e la Kc, determinare le concentrazioni all'equilibrio*

d) La costante di equilibrio Kc della reazione in fase omogenea

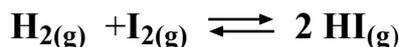


ha il valore "0.5". Calcolare la quantità in moli di ogni specie quando si raggiunge l'equilibrio mettendo a reagire una mole di **A** e due moli di **B** in un recipiente di 2 litri.

$$[x_1 = 0.56; x_2 = -3.56 \text{ (non accettabile)}]$$

$$[A] = 0.44 \text{ mol}; [B] = 1.44 \text{ mol}; [C] = [D] = 0.56 \text{ mol}$$

e) La costante di equilibrio per la reazione di formazione di **HI** ha il valore  $Kc = 64$  alla temperatura di  $400^\circ C$



Calcolare i valori delle concentrazioni all'equilibrio quando 2.5 moli di  $H_2$  e 2.5 moli di  $I_2$  sono poste a reagire in un pallone di 5 litri alla temperatura di  $400^\circ C$ .

$$x_1 = 2; x_2 = 3.3 \text{ (non accettabile)}$$

$$[H_2] = [I_2] = 0.1 \text{ mol dm}^{-3}; [HI] = 0.8 \text{ mol dm}^{-3}$$

- f) Si scaldano, in un recipiente dalla capacità di un litro, 1.0 moli di  $\text{PCl}_5$  e 1.0 moli di  $\text{Cl}_2$  alla temperatura di  $230^\circ\text{C}$  finché si stabilisce l'equilibrio:



La costante di equilibrio per la reazione, a  $230^\circ\text{C}$ , vale  $K_c = 0.022 \text{ mol dm}^{-3}$ . Calcolare le concentrazioni di tutte le specie all'equilibrio.

$$[x_1 = 2.11 \times 10^{-2}; \quad x_2 = -1.04 \text{ (inaccettabile)}]$$

$$[\text{PCl}_5] = 0.9789; \quad [\text{Cl}_2] = 1.0211; \quad [\text{PCl}_3] = 0.0211; \quad \text{tutte in mol dm}^{-3}$$

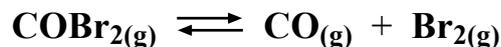
- g) La costante di equilibrio della reazione:  $2 \text{COF}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{CF}_{4(\text{g})}$  ha il valore  $K_c = 1.7$  a  $950^\circ\text{C}$ . Trovare le concentrazioni di tutte le specie all'equilibrio quando 3 moli di  $\text{COF}_2$  vengono poste in un reattore dalla capacità di 6 litri a  $950^\circ\text{C}$ .

$$[x_1 = 1.084; \quad x_2 = 2.43 \text{ (inaccettabile)}]$$

$$[\text{COF}_2] = 0.139 \text{ mol dm}^{-3}; \quad [\text{CO}_2] = [\text{CF}_4] = 0.17 \text{ mol dm}^{-3}$$

*Note le concentrazioni all'equilibrio, calcolare l'influenza sull'equilibrio provocata dalla variazione di concentrazione di uno dei componenti.*

- h) In un recipiente di 2 litri, alla temperatura di  $73^\circ\text{C}$ , sono in equilibrio, secondo il seguente schema di reazione

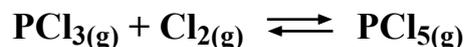


1.7 moli di  $\text{COBr}_2$ , 0.8 moli di  $\text{Br}_2$  e 0.8 moli di  $\text{CO}$ . Calcolare la composizione in concentrazione molare della miscela dopo che nel recipiente vengono introdotte 0.8 moli di  $\text{COBr}_2$  e si aspetta il nuovo equilibrio.

$$x_1 = 0.146; \quad x_2 = 2.125 \text{ (non accettabile)}$$

$$[\text{COBr}_2] = 1.177 \text{ mol dm}^{-3}; \quad [\text{CO}] = [\text{Br}_2] = 0.47 \text{ mol dm}^{-3}$$

- i) Una miscela di 0.4 moli di  $\text{PCl}_3$ , 0.25 moli di  $\text{Cl}_2$  e 0.15 moli di  $\text{PCl}_5$ , in un recipiente di 2 litri, è in equilibrio, alla temperatura di  $312^\circ\text{C}$ , secondo il seguente schema:



Trovare la nuova composizione di equilibrio quando 0.15 moli di cloro, in qualche modo, sono sottratte dall'ambiente di reazione.

$$x_1 = 0.0493; \quad x_2 = -1.216 \text{ (non accettabile)}$$

$$[\text{PCl}_3] = 0.225; \quad [\text{Cl}_2] = 0.0747; \quad [\text{PCl}_5] = 0.0504; \quad \text{tutte in mol dm}^{-3};$$

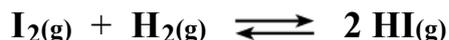
*Esercizi che prevedono l'uso delle pressioni parziali e grado di dissociazione*

Spiegati e risolti i seguenti numeri: 5, 7, 10, 12, 17, 19, 21, 31.

1) La costante di equilibrio "Kc" della reazione  $A + B \rightleftharpoons C + D$  è uguale a "0.5". Calcolare le quantità di ogni sostanza presenti quando si raggiunge l'equilibrio mettendo a reagire una mole di A e 2 moli di B.

2) Calcolare il numero di moli di cloro che si ottengono riscaldando 1 mole di  $PCl_5$  a 250 °C in un recipiente da 1 litro sapendo che la costante di equilibrio, Kc, è 0.41 a questa temperatura.

3) Ad una certa temperatura la costante di equilibrio relativa alla reazione:



è  $K_c = "0.02"$ . Calcolare le moli di ogni sostanza presenti all'equilibrio mescolando 0.48 moli di idrogeno e 0.48 moli di iodio.

4) Nella reazione  $A + B \rightleftharpoons C + D$  si raggiunge l'equilibrio quando, partendo da una mole di A ed una mole di B, rimangono 1/4 di mole di A ed 1/4 di mole di B. Calcolare la costante di equilibrio.

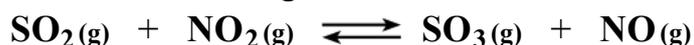
4b) In un recipiente di 3.5 litri vengono immesse 0.4 moli di  $H_2$  e 0.2 moli di  $I_2$ . e successivamente il sistema viene portato alla temperatura di 600K. Calcolare la Kc della seguente reazione  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$  sapendo che ad equilibrio raggiunto risultano presenti 0.3 moli di  $H_2$ .

5) A 2200 °C ed alla pressione di 0.9 atmosfere la densità del diossido di carbonio è 0.190 g/Litro. Calcolare la frazione di  $CO_2$  decomposto in ossido di carbonio e ossigeno.

6) A 3000 °C ed una atmosfera l'idrogeno è dissociato per il 9.03% in atomi di idrogeno. Quale è la densità del gas ?

7) 10 g di acido iodidrico vengono riscaldati a 450 °C in un recipiente del volume di un litro in cui era stato fatto il vuoto. A questa temperatura il gas è dissociato per il 54% in idrogeno e iodio. Calcolare le pressioni parziali dei gas.

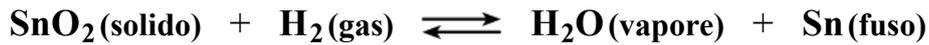
8) La composizione all'equilibrio di una miscela gassosa, che si trova in un recipiente da un litro e che ha reagito secondo la reazione:



è 0.600 moli di  $SO_3$ , 0.400 moli di  $NO$ , 0.100 moli di  $NO_2$  e 0.800 moli di  $SO_2$ . Quante moli di  $NO$  si debbono introdurre in questo recipiente affinché la quantità di  $NO_2$  aumenti al valore di 0.3 moli ?

- 8b) L'anidride solforica è un liquido che bolle a 44.5°C. A temperature più elevate si decompone secondo il seguente equilibrio:  $2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ . Quando 0.05 moli di anidride solforica si introducono in un speciale recipiente di 2 litri e portate ad una certa temperatura, ad equilibrio raggiunto, si decompone per il 16%. Calcolare, a quella temperatura, la costante di equilibrio  $K_c$  della reazione di decomposizione.
- 9) La densità del pentacloruro di fosforo riferita all'idrogeno è 57.77 a 250 °C e alla pressione di una atmosfera. Calcolare il grado di dissociazione del pentacloruro di fosforo in tricloruro di fosforo e cloro a questa temperatura. (**nota**: trattasi di miscela di gas, non del  $\text{PCl}_5$  puro)
- 10) Il tetrossido di diazoto si dissocia per riscaldamento in ipoazotide [ $\text{NO}_2$ ]. Fu determinato in una esperienza che un recipiente pieno di questa miscela gassosa a 50 °C e 500 mmHg di pressione pesava 71.981 grammi e che lo stesso recipiente dopo evacuazione della miscela gassosa pesava 71.217 grammi, mentre pieno con acqua ( $d_{\text{acqua}} = 0.997 \text{ g cm}^{-3}$ ) pesava 555.9 grammi. In che percentuale si trova nella miscela gassosa l'ipoazotide ?
- 11) Il bicarbonato di ammonio si decompone per riscaldamento in acqua, anidride carbonica ed ammoniaca. Sapendo che 6 g di sostanza completamente gassificata occupano, alla pressione di 700 mmHg ed alla temperatura di 300 °C, un volume di 11.5 litri, calcolare il grado di dissociazione.  
["bicarbonato" leggesi "idrogeno carbonato".]
- 12) A 600 °C e 700 mmHg l'acido iodidrico è parzialmente dissociato e la pressione parziale dello iodio è di 3.2 mmHg. Calcolare il grado di dissociazione.
- 13) A 1000 °C la costante di equilibrio  $K_c$  per la reazione
- $$\text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{I}(\text{g})$$
- è 0.165 "mol dm<sup>-3</sup>". Calcolare quante moli di iodio rimangono indissociate quando una mole di iodio è posta in un recipiente da 100 mL e riscaldata a 1000 °C.
- 14) A 27 °C ed alla pressione di 0.25 atmosfere il bromuro di nitrosile è dissociato per il 12% secondo la reazione :
- $$2 \text{NOBr}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$$
- Calcolare  $K_p$ .
- 15) La costante di equilibrio " $K_c$ " della reazione:
- $$\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$$
- a 800 °C è "1.2". Calcolare le concentrazioni (moli/litro) all'equilibrio di queste sostanze quando 2 moli di  $\text{CO}$  e 2 moli di  $\text{H}_2\text{O}$  vengono introdotte in un recipiente del volume di 5 litri a 800 °C.

- 16) Lo stagno si prepara per riduzione della cassiterite ( $\text{SnO}_2$ ) con idrogeno secondo la reazione:



Calcolare la costante di equilibrio ( $K_p$ ) per questa reazione dai seguenti risultati analitici :

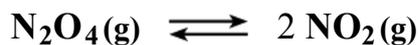
a) a 600 °C la miscela gassosa all'equilibrio ha il 38% di  $\text{H}_2$

b) a 800 °C la miscela gassosa all'equilibrio ha il 22% di  $\text{H}_2$

Consigliereste di usare la temperatura più alta o quella più bassa per una maggiore resa in stagno ? [NOTA: non specifica che le percentuali sono in volume]

- 17) A 55 °C la costante di equilibrio in funzione delle pressioni parziali per la reazione  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$  è 0.66 "atmosfere". Calcolare la percentuale di  $\text{N}_2\text{O}_4$  dissociata a 55 °C e alla pressione di 380 mmHg e le pressioni parziali di  $\text{N}_2\text{O}_4$  e  $\text{NO}_2$  all'equilibrio.

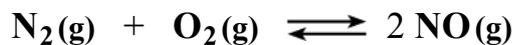
- 18) Alla temperatura di 50 °C ed alla pressione di 260 mmHg l'ipozotite è dissociata per il 63 % secondo l'equazione seguente:



Calcolare il grado di dissociazione a 99 mmHg.

[NOTA: è implicito che il calcolo deve riferirsi alla stessa temperatura]

- 19) A 2300 °C la costante dell'equilibrio corrispondente alla reazione



è  $K_c = 0.0035$ . Calcolare la percentuale in volume dell'ossido di azoto formato partendo da miscele gassose contenenti a) 40%, b) 80% di ossigeno.

[NOTA: non specifica che le percentuali sono in volume]

- 20)  $\text{N}_2\text{O}_4$  a 60 °C e alla pressione di 1 atm è dissociata per il 53%. Calcolare :

a) il grado di dissociazione a 60 °C e alla pressione di 2000 mmHg

b) la pressione a cui  $\text{N}_2\text{O}_4$  si dissocia per il 67% alla stessa temperatura.

- 21) A 400 °C e a 10 atm l'ammoniaca si dissocia per il 98%. Calcolare la  $K_p$  della reazione a 400°C.

- 21b) Alla temperatura di 350°C ed alla pressione di 1 atm, il  $\text{PCl}_5$  si dissocia per il 15% secondo lo schema di reazione  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ . Calcolare la  $K_c$  della reazione ed il volume occupato dalla miscela gassosa che si viene a formare quando una mole iniziale di  $\text{PCl}_5$  viene portata nelle condizioni sperimentali indicate. [NOTA: \* pressione complessiva della miscela]

- 22) Il cloruro di solforile [ $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ] per riscaldamento si dissocia in anidride solforosa e cloro. A 25 °C e 1 atm  $\alpha$  è uguale a "0.2". Calcolare  $\alpha$  alla pressione di 2 atmosfere alla stessa temperatura.

[NOTA: ovviamente  $\alpha$  (lettera greca alfa) è il grado di dissociazione]

- 23) Mescolando una mole di acido propionico ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ ) con 0.5 moli di alcool etilico e riscaldando a  $50\text{ }^\circ\text{C}$ , si formano 0.45 moli di propionato di etile. Calcolare la costante di equilibrio "Kc".
- 24) 2 moli di  $\text{PCl}_5$  vengono riscaldate in un recipiente chiuso da due litri. Raggiunto l'equilibrio si osserva che il  $\text{PCl}_5$  è dissociato per il 40% in tricloruro di fosforo e cloro. Calcolare la costante di equilibrio "Kc".
- 25) Quando si riscalda una mole di  $\text{PCl}_5$  a  $300\text{ }^\circ\text{C}$  in un volume V si raggiunge l'equilibrio quando il 70% della sostanza è dissociata. Quante moli di **cloro** debbono essere mescolate con la mole di  $\text{PCl}_5$  per ridurre la dissociazione al 50% se il volume è mantenuto costante ?
- 26) Una mole di gas, che occupa alla temperatura di 400 gradi assoluti ["Kelvin"] un volume di 40 litri, risulta dissociata per il 2% in due molecole. Calcolare la pressione totale in atmosfere e la costante di equilibrio.  
[NOTA: Intende che la sostanza gassosa è decomposta parzialmente in altre due sostanze]
- 27) A  $1000\text{ }^\circ\text{C}$  e alla pressione di 30 atmosfere le concentrazioni in volume all'equilibrio per la reazione :  $\text{C (s)} + \text{CO}_2\text{ (g)} \rightleftharpoons 2\text{ CO (g)}$   
sono  $\text{CO}_2 = 17\%$ ;  $\text{CO} = 83\%$ . Calcolare la Kp alla temperatura di esperienza.
- 28) La densità del cloro, riferita all'idrogeno, a  $1400\text{ }^\circ\text{C}$  e ad 1 atmosfera, vale "29.29". Calcolare la densità del cloro a questa temperatura  
a) alla pressione di 3 atmosfere  
b) alla pressione di 0.25 atmosfere  
[NOTA: A  $1400\text{ }^\circ\text{C}$  considerare l'idrogeno completamente indissociato mentre il cloro risulta parzialmente dissociato in atomi. I risultati sono forniti come densità relative.]
- 29) Il valore di Kp per la reazione  
$$\text{CO (g)} + \text{H}_2\text{O (g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{ (g)} + \text{H}_2\text{ (g)}$$
  
è uguale a 0.63 a  $986\text{ }^\circ\text{C}$ . Una miscela costituita da una mole di vapor acqueo e da 3 moli di CO, "a  $986\text{ }^\circ\text{C}$ ", raggiunge l'equilibrio alla pressione di 2 atmosfere. Calcolare :  
a) le moli di idrogeno presenti all'equilibrio  
b) le pressioni parziali di ciascun gas nella miscela finale.
- 30) Una miscela di idrogeno, ammoniaca ed azoto contiene 4 moli di idrogeno, 5 moli di ammoniaca e 3 moli di azoto in un recipiente metallico di 4 litri. Il volume di questo recipiente può essere fatto variare, mantenendo costante la temperatura, muovendo un pistone. Quale deve essere il volume del recipiente perchè la miscela all'equilibrio contenga 7 moli di idrogeno ?  
[NOTA: Considerare, a piacere, la reazione di dissociazione o di formazione dell'ammoniaca. Il testo non lo specifica ma intende che la miscela iniziale era in condizioni di equilibrio.]

31) La preparazione della calce dal calcare avviene secondo la seguente reazione:

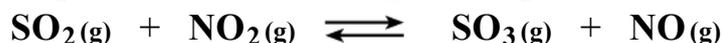


fra 850 °C e 950 °C la costante di equilibrio  $K_p$  è data dalla seguente equazione empirica:  $\log K_p = 7.282 - 8500/T$  dove  $T$  è la temperatura assoluta.

A quale temperatura si avrà la decomposizione completa del calcare ?

[NOTA: quando la pressione di  $\text{CO}_2$  raggiunge quella atmosferica]

32) Una miscela in equilibrio secondo la seguente equazione

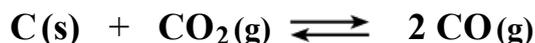


contiene 0.60 moli di  $\text{SO}_3$ , 0.40 moli di  $\text{NO}$ , 0.80 moli di  $\text{SO}_2$  e 0.10 moli di  $\text{NO}_2$  per litro. Una mole di  $\text{NO}$  venne introdotta nel recipiente di reazione mantenendo costante il volume e la temperatura. Calcolare il numero di moli di ciascun gas nella miscela finale.

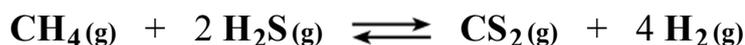
33) Un recipiente a 850 °C contiene  $\text{SrCO}_3(\text{s})$ ,  $\text{SrO}(\text{s})$  e  $\text{C}(\text{s})$  in equilibrio con  $\text{CO}_2(\text{g})$  e  $\text{CO}(\text{g})$ . La pressione totale di  $\text{CO}_2$  e  $\text{CO}$  è 171 mmHg. Il  $K_p$  per la reazione:



è 2.47 mmHg a 850 °C. Calcolare, a 850 °C, il  $K_p$  per la seguente reazione:



34) Una miscela di 2 moli di  $\text{CH}_4(\text{g})$  e di una mole di  $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$  venne posta in un recipiente che venne quindi riscaldato a 727 °C. Raggiunto l'equilibrio per la reazione



la pressione totale nel recipiente era 0.92 atmosfere e la pressione parziale dell'idrogeno 0.20 atmosfere. Quale era il volume del recipiente ?

35) Una miscela gassosa di  $\text{COCl}_2$ ,  $\text{CO}$  e  $\text{Cl}_2$  in equilibrio secondo la reazione



ha una densità di  $1.207 \text{ g dm}^{-3}$  a 327 °C ed alla pressione di 1 atm. Calcolare la costante di equilibrio " $K_c$ " per la reazione a 327 °C.

## SOLUZIONI

- 1)  $A = 0.44$      $B = 1.44$      $C = D = 0.56$  (moli)
- 2) 0.4673 moli
- 3) moli  $H_2 =$  moli  $I_2 = 0.4475$     moli  $HI = 6.5 \times 10^{-2}$
- 4)  $K = 9$                       **4b)** 1.33                      **5)** 5.22 %
- 6) 0.00683 g/L
- 7)  $P_{H_2} = P_{I_2} = 1.24$  atm;     $P_{HI} = 2.15$  atm
- 8) 2.05 moli  $NO_2$             **8b)**  $7.26 \times 10^{-5}$
- 9)  $\alpha = 80.4\%$                 **10)**  $NO_2 = 45.2\%$
- 11)  $\alpha = 98\%$
- 12)  $\alpha = 0.914\%$               **13)** 0.9379 moli  $I_2$
- 14)  $K_p = 2.63 \times 10^{-4}$
- 15)  $[CO] = [H_2O] = 0.19$  mol  $dm^{-3}$      $[CO_2] = [H_2] = 0.21$  mol  $dm^{-3}$
- 16)  $K_p$  (a 650 °C) = 1.6     $K_p$  (a 800 °C) = 3.5    Temperatura più alta
- 17)  $\alpha = 49.5\%$      $P_{N_2O_4} = 0.17$  atm     $P_{NO_2} = 0.33$  atm
- 18)  $\alpha = 0.8$                       **19)** a) 2.8 %    b) 2.3 %
- 20)  $\alpha = 0.36$ ;     $P = 364$  mmHg
- 21)  $K_p = 9.8 \times 10^4$             **21b)**  $K_c = 4.5 \times 10^4$  ;     $V = 58,83$  L
- 22)  $\alpha = 0.143$
- 23)  $K_c = 7.46$
- 24)  $K_c = 0.267$
- 25) 1.13 moli
- 26) 0.837 atm;     $K_c = 1.02 \times 10^{-5}$
- 27)  $K_p = 121.5$
- 28) a) 31.6;    b) 25.4
- 29) a) 0.68 moli;    b)  $P_{CO} = 1.16$  atm;     $P_{H_2O} = 0.16$  atm;     $P_{CO_2} = P_{H_2} = 0.34$  atm
- 30) 17.8 Litri
- 31) 894 °C
- 32)  $SO_3 = 0.48$  moli;     $NO = 1.28$  moli;     $SO_2 = 0.92$  moli;     $NO_2 = 0.22$  moli;
- 33)  $1.15 \times 10^4$  mmHg
- 34)  $V = 300$  Litri
- 35)  $K_c = 1.6 \times 10^{-2}$

## Equilibri in soluzione, pH. Equilibri di solubilità

### *Equilibri in soluzione e pH*

Alcuni calcoli di base per familiarizzare con i calcoli (- log) (esempi a), b) e c).

- d)** Quanti grammi di HCl sono presenti in 500 mL di una soluzione acquosa di tale sostanza che presenta un pH pari a 3.7 ?  $[3.64 \times 10^{-3} \text{ g}]$
- e)** Calcolare il pH di due soluzioni acquose di acido nitroso che presentano le seguenti concentrazioni:  $5 \times 10^{-3}$  e  $5 \times 10^{-2}$  molare ( $K_{a \text{ ac.nitroso}} = 7 \times 10^{-4}$ )  
 $[\text{pH} = 2.81 \text{ e } 2.25]$
- f)** Si considerino due soluzioni acquose di acido acetico rispettivamente  $5 \times 10^{-2}$  e  $5 \times 10^{-3}$  molare ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ ). Calcolare i pH e le concentrazioni di tutte le specie presenti nelle due soluzioni. Verificare, inoltre, il grado di dissociazione dell'acido nelle due soluzioni.
- a)**  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 9.4 \times 10^{-3}$  ;  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 4.9 \times 10^{-2}$  ;  $\alpha = 1.88\%$   
**b)**  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.9 \times 10^{-4}$  ;  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 4.7 \times 10^{-3}$  ;  $\alpha = 5.80\%$
- g)** Calcolare il pH di una soluzione 0.01 molare di acido fosforico  
(Per l'acido fosforico:  $K_{a1} = 7.5 \times 10^{-3}$  ;  $K_{a2} = 6.2 \times 10^{-8}$  ;  $K_{a3} = 4.8 \times 10^{-13}$  ).  
 $[\text{pH} = 2.25]$
- h)** 0.37 grammi di idrossido di calcio vengono solubilizzati in 500 mL di acqua. Calcolare il pH della soluzione risultante.  $[\text{pH} = 12.3]$
- i)** Calcolare il pH di una soluzione che contiene 2 grammi di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e 4 grammi di  $\text{CH}_3\text{COONa}$  in 100 mL ( $K_{a \text{ CH}_3\text{COOH}} = 1.8 \times 10^{-5}$ )  $[\text{pH} = 4.91]$
- l)** In un litro di soluzione acquosa sono presenti 6 grammi di un acido debole HA ( $K_a = 1 \times 10^{-5}$ , PM = 60 u). Determinare come varia il pH per aggiunta di 8.2 grammi del suo sale sodico (NaA) solido (V = costante).  
 $[\text{pH}_1 = 3; \text{pH}_2 = \text{p}K_a = 5]$
- m)** Quanti grammi di KCN devono essere usati per preparare un litro di soluzione acquosa che abbia un pH teoricamente pari a 11.14 ? ( $K_{a \text{ HCN}} = 4.8 \times 10^{-10}$ )  
 $[\text{F.ridotta: } 5.96 \text{ g; F.completa } 6.05 \text{ g}]$

- n)** Le soluzioni tampone a  $\text{pH} = 7$  possono essere preparate utilizzando diidrogenofosfato di sodio e idrogenofosfato di sodio. Se si sono pesati 15.6 grammi di diidrogeno fosfato di sodio diidrato ( $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), quanti grammi di monoidrogeno fosfato di sodio eptaidrato ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ) necessitano per avere un litro di tampone a  $\text{pH} = 7$  ?  
(Per l'acido fosforico:  $K_{a1} = 7.5 \times 10^{-3}$ ;  $K_{a2} = 6.2 \times 10^{-8}$ ;  $K_{a3} = 4.8 \times 10^{-13}$ ).  
[16.2 g]

### ***Equilibri in soluzione e pH (miscela)***

- a)** Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 150 mL di una soluzione 0.1 M di NaOH con 250 mL di una soluzione 0.06 M di HCOOH ( $K_{a \text{ HCOOH}} = 1.77 \times 10^{-4}$ ) [pH = 8.16]
- b)** 200 mL di una soluzione di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0.1 M sono stati trattati con 5 grammi di  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Calcolare il pH prima e dopo l'aggiunta del sale ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ ) [pH<sub>1</sub> = 2.87; pH<sub>2</sub> = 5.22]
- c)** Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 150 mL di acido nitroso 0.1 M a 100 mL di NaOH 0.1 M ( $K_a \text{ acido nitroso} = 7 \times 10^{-4}$ ) [pH = 3.45]
- d)** Il pH di una soluzione di cianuro di potassio 0.12 molare è "11.2". Se si diluisce questa soluzione riducendo la concentrazione ad un terzo, quale sarà il nuovo valore di pH ? [pH = 10.96]
- e)** 1.36 grammi di acetato di sodio cristallino ( $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ) vengono sciolti in acqua. La soluzione viene miscelata con 25 mL di HCl 0.1 M e portata al volume di 100 mL. Calcolare il pH della soluzione finale. ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ ). [pH = 5.2]
- f)** Una soluzione di acido ipobromoso 0.150 M ha un pH = "4.7". Calcolare il pH di una soluzione che contiene 1.250 g di ipobromito di potassio in 275 mL. [pH = 10.56]
- g)** In 250 mL di una soluzione acquosa di cloruro di ammonio 0.022 M viene sciolta  $\text{NH}_3$  gassosa fino ad ottenere una soluzione a pH = "8.8". Calcolare il volume di ammoniacca gassosa disciolta, misurato a 1 atm. e 0°C ( $K_{b\text{NH}_3} = 1.8 \times 10^{-5}$ ). [0.043 Litri]
- h)** Una soluzione 0.01 M di un acido HA ha un pH = "3". Se a 50 mL di questa soluzione si aggiungono 50 mL di NaOH 0.01 M, quale sarà il pH risultante ? [pH = 7.83]

- i)** Come varia il pH quando si aggiunge 1 mL di acido cloridrico 1 molare in  
 a) 100 mL di acido acetico 0.1 M ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ );  
 b) 100 mL di soluzione tampone  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  0.1 M.  
**a)**  $\text{pH}_1 = 2.88$ ;  $\text{pH}_2 = 2.004$ ; **b)**  $\text{pH}_1 = 4.74$ ;  $\text{pH}_2 = 4.66$
- l)** A 200 mL di una soluzione tampone costituito da un acido debole HA alla concentrazione  $5 \times 10^{-2}$  M e dal suo sale sodico alla concentrazione 0.1 M, vengono aggiunti 100 mL di NaOH 0.1 M. Calcolare il pH prima e dopo l'aggiunta. ( $K_a = 6 \times 10^{-5}$ )  
 $[\text{pH}_1 = 4.52$ ;  $\text{pH}_2 = 8.61]$
- m)** Il grado di dissociazione (o ionizzazione) di un acido debole monoprotico HA (PM=180 u) in una sua soluzione 0.01 M vale "0.215". Calcolare quanti grammi di sale sodico NaA devono essere aggiunti ad un litro della soluzione precedente per avere un  $\text{pH} = 3.2$ .  
 $[1.89 \text{ g}]$

Assegnati esercizi dal n.1 al n.34.

Esempi di calcolo del pH di acidi diluitissimi ed il caso dell'acido solforico.

### ***Equilibri di solubilità***

- a)** La solubilità del cloruro di argento in acqua, a 15 °C, è di 0.19 mg per 100 mL di soluzione. Calcolare la costante di solubilità del cloruro di argento.  
 $[\text{K}_s = 1.8 \times 10^{-5}]$
- b)** Una soluzione satura di cromato di argento in acqua contiene 13.2 mg di sale in 500 mL di soluzione. Calcolare il  $\text{K}_s$  del sale.  
 $[\text{K}_s = 2.0 \times 10^{-12}]$
- c)** La costante di solubilità del fosfato di piombo(II) è  $1.5 \times 10^{-32}$ . Calcolare la solubilità del sale in grammi per litro.  
 $[\text{s} = 1.21 \times 10^{-4} \text{ g dm}^{-3}]$
- d)** Calcolare, a 25°C, la solubilità molare del cloruro di argento in una soluzione 0.01 molare di NaCl. ( $\text{K}_{\text{sAgCl}} = 1.8 \times 10^{-10}$ ).  
 $[\text{s}_1 = 1.8 \times 10^{-8} \text{ g dm}^{-3}]$
- e)** La solubilità molare dell'idrossido di magnesio, in acqua, ha il valore di  $1.44 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$  a 25 °C. Calcolare la solubilità del composto in una soluzione 0.01 M di NaOH.  
 $[\text{s}_1 = 1.2 \times 10^{-7} \text{ g dm}^{-3}]$
- f)** Verificare se si otterrà precipitato mescolando 200 mL di acetato di sodio 0.1 M con 300 mL di nitrato di argento 0.1 M. ( $\text{K}_{\text{sCH}_3\text{COOAg}} = 1.82 \times 10^{-3}$ )  
 $Q = 2.4 \times 10^{-3} > \text{K}_s$  (**poco precip.**)
- g)** Il  $\text{K}_s$  dell'idrossido di magnesio in acqua è  $1.2 \times 10^{-11}$ . Calcolare il pH di una sua soluzione satura.  
 $[\text{pH} = 10.46]$

- h)** 10 g di solfato di argento sono stati posti in acqua ed il volume portato ad un litro. Dopo un lungo tempo di agitazione il residuo indisciolto pesava 5.51 grammi. Calcolare il  $K_s$  del sale.  $[K_s = 1.2 \times 10^{-5}]$
- i)** Verificare mediante il calcolo se si forma precipitato di cromato di argento mescolando 100 mL di una soluzione 0.01 M di nitrato di argento e 150 mL di una soluzione 0.1 M di cromato di potassio. ( $K_{s \text{ cromato di Ag}} = 1.7 \times 10^{-12}$ )  
 $Q = 9.6 \times 10^{-6} \gg K_s$  (**precipita**)
- l)** Dire se precipita idrossido di magnesio provando a sciogliere 100 mg di cloruro di magnesio in un litro di cianuro di potassio 0.1 M.  
 ( $K_a \text{ acido cianidrico} = 5 \times 10^{-10}$ ;  $K_{s \text{ idrossido di Mg}} = 1.2 \times 10^{-11}$ )  
 $Q = 2.06 \times 10^{-9} \gg K_s$  (**precipita**)
- m)** Quale minimo volume di acqua si dovrà adoperare per solubilizzare completamente 204 mg di dicromato di argento?  
 ( $K_{s \text{ dicromato di Ag}} = 2.7 \times 10^{-11}$ ) [2.5 Litri]

-----

- 1) Calcolare il pH di soluzioni in cui la concentrazione in ioni idrogeno, espressa in  $\text{mol dm}^{-3}$  è:  
 a)  $10^{-11}$ ;    b) 0.015;    c) 1.25;    d)  $5.3 \times 10^{-11}$     e) 0.00000016
- 2) Calcolare il pH ed il pOH di soluzioni che hanno le seguenti concentrazioni in ioni ossidrili ( $\text{mol dm}^{-3}$ ):  
 a)  $10^{-11}$ ;    b) 0.015;    c)  $1.25 \times 10^{-5}$ ;    d) 0.0000000075
- 3) Determinare le concentrazioni in ioni idrogeno e in ioni ossidrili di soluzioni che hanno i seguenti pH:  
 a) 5.7;    b) 4.3;    c) 11.0
- 4) Calcolare il pH delle seguenti soluzioni:  
 a) 100 mL **HCl** 0.1 M  
 b) 100 mL di acido debole monoprotico **HA** 0.1 molare ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ )  
 c) 100 mL contenenti 3.65 g di **HCl**  
 d) 100 mL contenenti 1.0 g di acido acetico ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ )  
 e) 100 mL contenenti 3.65 g di **HCl** e 2.0 g di **NaCl**  
 f) 100 mL contenenti 1.0 g di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e 2.0 g di acetato di sodio ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ )
- 5) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 75 mL di **NaOH** 0.1 M a 50 mL di **HCl** 0.1 M.

- 6) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 75 mL di acido acetico 0.1 M a 50 mL di **NaOH** 0.1 M . ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ )
- 7) Quanti grammi di **HCl** si debbono pesare per preparare 500 mL di una soluzione che abbia un pH uguale a 3.7 ?
- 8) Un acido monoprotico è ionizzato per lo 0.18% in una soluzione acquosa 0.01 normale. Calcolare la sua costante di dissociazione.
- 9) La costante di dissociazione dell'acido lattico, che è monoprotico, è  $1.6 \times 10^{-4}$ . Qual è la concentrazione dello ione lattato in una soluzione 0.5 N dell'acido ?
- 10) Qual è la concentrazione analitica molare di una soluzione di acido nitroso ionizzata per il 8.02% ? ( $K_a\text{-HNO}_2 = 7 \times 10^{-4}$ )
- 10a) Calcolare, in una soluzione  $5 \times 10^{-2}$  N di acido acetico ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ ), la concentrazione *degli ioni e delle molecole indissociate*.  
**Leggasi** [di tutte le specie ioniche e di quelle indissociate]
- 10b) Calcolare il pH e il grado di dissociazione dell'acido dicloroacetico in due soluzioni acquose rispettivamente 0.1 M e 0.01 M di acido dicloroacetico.  
[ **CHCl<sub>2</sub>COOH**;  $K_a = 5 \times 10^{-2}$  ]
- 10c) La dietilammina (**C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>)<sub>2</sub>NH** è una base debole secondo il seguente schema  

$$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$$
Una soluzione di dietilammina 0.115 M presenta un pH="12.0". Quanti mL di acqua è necessario aggiungere a 100 mL della precedente soluzione affinché il pH si modifichi al valore "11.7" ?
- 10d) A 25°C le soluzioni acquose al 5% in massa di ammoniaca presentano una densità pari a  $0.976 \text{ g mL}^{-1}$ . Calcolare che valore assume il pH quando 2 mL di **NH<sub>3</sub>(aq.)** al 5% vengono aggiunti a 198 mL di **NH<sub>3</sub>** 0.02 M.  
[  $K_b\text{-NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$  ].
- 11) Alla concentrazione 0.02 molare, un acido debole monoprotico in soluzione acquosa risulta dissociato (ionizzato) per il 10%. Calcolare il pH della soluzione.
- 12) Calcolare quanti grammi di acetato di potassio si devono aggiungere a 500 mL di acido acetico 0.1 M per portare il pH della soluzione a "5.2". ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ )

- 13) Calcolare quanti grammi di nitrito di sodio devono essere sciolti in 600 mL di acqua per ottenere una soluzione avente  $\text{pH} = 11.9$ . La costante di ionizzazione dell'acido nitroso è  $7 \times 10^{-4}$
- 14) Il grado di dissociazione (di reazione con l'acqua) dell'acido monocloroacetico  $\text{CH}_2\text{ClCOOH}$  in una soluzione  $1.0 \times 10^{-2}$  molare è "0.309". Trovare quanti grammi di  $\text{CH}_2\text{ClCOONa}$  devono essere aggiunti ad un litro della precedente soluzione per avere un  $\text{pH} = 2.90$ .
- 15) Trovare il pH di una soluzione preparata aggiungendo 20 mL di  $\text{NaOH}$   $5.0 \times 10^{-2}$  molare a 10 mL di acido cianidrico 0.1 N. ( $K_a$ -acido cianidrico =  $4 \times 10^{-10}$ )
- 16) A 5.2 g di acetato di sodio furono aggiunti 2 mL di  $\text{HCl}$  3 N e la soluzione venne portata al volume di 500 mL. Calcolare il pH della soluzione risultante. (La  $K_a$  dell'acido acetico è  $1.8 \times 10^{-5}$ )
- 17) Calcolare i grammi di acetato di sodio che si devono sciogliere in 30 mL di acqua affinché il pH sia uguale a quello di una soluzione acquosa  $2 \times 10^{-4}$  M di ammoniaca. ( $K_a$ - $\text{CH}_3\text{COOH} = 1.8 \times 10^{-5}$ ;  $K_b$ - $\text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$ )
- 18) 150 c.c. ( $\text{cm}^3$ ) di soluzione acquosa di ammoniaca 0.7 N ( $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ) vengono trattati con 1.5 litri di  $\text{HCl}$  gassoso a misurati a  $0^\circ\text{C}$  e 760 mmHg. Calcolare il pH della soluzione. (Si supponga che il volume della soluzione rimanga invariato dopo l'aggiunta di  $\text{HCl}$ ).
- 19) Quando 2.53 g di acido cloroso sono presenti in un litro di soluzione acquosa, la concentrazione di ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  risulta 0.016 g.ioni/litro. Calcolare il pH di una soluzione 0.25 M di clorito di potassio.
- 20) A 200 mL di una soluzione 0.1 M di cloruro di ammonio e 0.05 N in ammoniaca ( $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ) vengono aggiunti 0.7 g di  $\text{NaOH}$ . Calcolare il pH della soluzione risultante.
- 21) Calcolare il pH di una soluzione 0.125 M di cianato di potassio,  $\text{KCNO}$ , sapendo che una soluzione 0.044 M dell'acido  $\text{HCNO}$  ha un  $\text{pH} = 2.65$ .
- 22) Si abbia un litro di soluzione di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0.02 M. Calcolare quale massa di acetato di sodio che occorre aggiungere per aumentare il pH della soluzione di una unità. ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ )
- 23) Calcolare la concentrazione di una soluzione di ipoclorito di sodio avente  $\text{pH} = 9.03$  sapendo che l'acido ipocloroso ha  $K_a = 2.95 \times 10^{-8}$ .

- 24) L'acido fluoridrico ha una costante di ionizzazione  $K_a = 6.75 \times 10^{-4}$ . Calcolare la concentrazione di ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  ed il pH di una soluzione 0.20 M di fluoruro di sodio.
- 25) Una soluzione è formata da un acido debole monoprotico **HA** 0.2 M e dal suo sale sodico **NaA** 0.3 M. Calcolare il pH della soluzione e la variazione del pH quando ad un litro di questa soluzione si aggiunge un mL di **HCl** 12.85 N. ( $K_a = 1 \times 10^{-4}$ )
- 26) Quanti grammi di cloruro di ammonio bisogna aggiungere a 250 mL di una soluzione 0.05 molare di ammoniaca per ottenere una soluzione a  $\text{pH} = 9.0$ ? ( $K_b\text{-NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$ )
- 27) Calcolare il pH delle seguenti soluzioni: ( $K_a\text{-CH}_3\text{COOH} = 1.8 \times 10^{-5}$ ):
- 100 mL di **NaOH** 0.1 N
  - soluzione a) + 50 mL di **CH<sub>3</sub>COOH** 0.1 M
  - soluzione a) + 100 cm<sup>3</sup> di **CH<sub>3</sub>COOH** 0.1 M
- 28) La costante di dissociazione dell'ammoniaca è  $1.8 \times 10^{-5}$ . Calcolare il pH di una soluzione contenente, in 500 mL, 10 g di cloruro di ammonio e 0.05 moli di ammoniaca.
- 29) 3.5 grammi di un acido debole monoprotico ( $\text{PM} = 120$ ) vengono disciolti in  $\text{H}_2\text{O}$  per ottenere 250 mL di soluzione. In queste condizioni, il grado di dissociazione dell'acido è pari al 2%. Alla soluzione vengono aggiunti 291 mL di **NaOH** 0.1 M. Calcolare il pH della soluzione risultante.
- 30) In 500 mL di una soluzione 0.3 M di acido acetico si sciolgono 3 g di **NaOH** solido. Assumendo che non vi sia variazione di volume, si calcoli il pH. ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ )
- 31) Determinare la concentrazione di ioni idrossido ed il pH di una soluzione 0.1 M di acetato di calcio. ( $K_a\text{-CH}_3\text{COOH} = 1.8 \times 10^{-5}$ )
- 32) In 100 mL di una soluzione acquosa di **HCl** il cui pH è 1.52 sono fatti assorbire 231 mL di **NH<sub>3</sub>** gassosa misurati a 0°C e 760 mmHg. Calcolare il nuovo pH della soluzione considerando costante il suo volume. ( $K_b\text{-NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$ )
- 33) Una soluzione 0.15 M di un acido debole **HA** ha  $\text{pH} = "3.22"$ . Se a 75 mL di questa soluzione si aggiungono 75 mL di **NaOH** 0.15 N, quale sarà il pH della nuova soluzione?

- 34) Calcolare quanti grammi di cloruro di ammonio occorre sciogliere in 100 mL di una soluzione 0.15 M di ammoniaca ( $K_b\text{-NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$ ) per ottenere una soluzione a  $\text{pH} = 9.5$ . Si ammetta che il volume della soluzione dopo l'aggiunta del sale rimanga invariato.
- 35) Il prodotto di solubilità dell'idrossido ferrico è  $4 \times 10^{-38}$ . Calcolare:  
 a) la solubilità dell'idrossido ferrico in moli per litro  
 b) il peso in grammi dello ione ferrico contenuto in 1 mL di soluzione satura di questo composto.
- 36) Calcolare la concentrazione in ioni ioduro  $\Gamma$ , necessaria a dare un precipitato da soluzioni contenenti 100 mg/litro dei seguenti cationi  
 a)  $\text{Ag}^+$                       b)  $\text{Pb}^{++}$                       c)  $\text{Hg}_2^{++}$   
 i prodotti di solubilità degli ioduri di argento, piombo e mercurio mercurioso sono rispettivamente  
 a)  $8.5 \times 10^{-17}$       b)  $8.7 \times 10^{-9}$       c)  $4.5 \times 10^{-29}$
- 37) 0.1 moli di **NaOH** vengono aggiunte ad 1 litro di acido acetico 0.125 M. Calcolare la concentrazione in ioni idrogeno della soluzione. ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ )
- 38) Il prodotto di solubilità dello iodato di piombo(II) a temperatura ambiente è  $2.6 \times 10^{-13}$ . Quanti grammi di iodato di piombo sono necessari per preparare 200 mL di soluzione satura ?
- 39) Qual è il pH di una soluzione 0.3 N di **NH<sub>3</sub>** ( $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ) ? Qual è il pH di una soluzione che 0.3 N in **NH<sub>3</sub>** contiene anche 1.2 moli di **NH<sub>4</sub>Cl** per litro ?
- 40) L'acido formico è un acido monobasico che è ionizzato per il 3.2% in una soluzione 0.2 M. Qual è la sua costante di dissociazione e la percentuale di acido dissociato in una soluzione  $5 \times 10^{-2}$  M ?
- 41) La solubilità del fosfato di argento è  $6.5 \times 10^{-3}$  g per litro. Calcolare il prodotto di solubilità.
- 42) Il prodotto di solubilità di **CuS** è  $8.5 \times 10^{-45}$  e quello del **Bi<sub>2</sub>S<sub>3</sub>** è  $0.57 \times 10^{-30}$ . Quale dei due sali fornisce una minore concentrazione di ioni  $\text{S}^{--}$  in una soluzione satura ?
- 43) Il prodotto di solubilità di **Mg(OH)<sub>2</sub>** è  $3.4 \times 10^{-11}$ . Calcolare la concentrazione minima di ioni ossidrili necessaria a cominciare la precipitazione dell'idrossido di magnesio da una soluzione 0.1 M di solfato di magnesio.

- 44) Il prodotto di solubilità del cloruro di piombo è  $2.5 \times 10^{-5}$ . Calcolare la concentrazione dello ione  $\text{Pb}^{++}$  in mg per mL in una soluzione acquosa satura del sale. Se invece di acqua si usa  $\text{HCl}$  3 M, quale sarà la concentrazione in ioni  $\text{Pb}^{++}$  ?
- 45) Un precipitato di bromuro di argento viene lavato con 150 mL di acqua e successivamente con 150 mL di una soluzione di acido bromidrico  $1 \times 10^{-3}$  M. Calcolare i grammi di sale che passano in soluzione durante ciascun lavaggio sapendo che il prodotto di solubilità del bromuro di argento è  $3.5 \times 10^{-13}$ .
- 46) Quale concentrazione in ioni ammonio deve essere presente in soluzione per impedire la precipitazione di idrossido di magnesio se la concentrazione di  $\text{Mg}^{++}$  è di 0.01 g.ioni/litro e quella di  $\text{NH}_3$  0.01 M ?  
 [  $K_s$  idrossido di Mg =  $1.5 \times 10^{-11}$ .  $K_b \text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$  ]
- 47) Il prodotto di solubilità dell'ossalato di calcio ( $\text{CaC}_2\text{O}_4$ ) è  $2.6 \times 10^{-9}$ . Calcolare la concentrazione di ioni calcio e ossalato in una soluzione satura di ossalato di calcio e la massa in grammi di sale disciolta in un litro di soluzione satura.
- 48) A 250 mL di una soluzione 0.4 M di  $\text{HCN}$  vengono aggiunti 250 mL di ammoniaca 0.4 M. Calcolare la concentrazione di ioni idrogeno della soluzione.  
 [  $K_a \text{HCN} = 4 \times 10^{-10}$ ;  $K_b \text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$  ] (usare formula semplificata)
- 49) Calcolare la concentrazione idrogenionica (o meglio degli ioni idrossonio) delle soluzioni 0.1 M e 0.01 M di nitrito di bario. (  $K_a \text{HNO}_2 = 7 \times 10^{-4}$  )
- 50) Quanti grammi di cloruro di ammonio si debbono aggiungere ad 1 litro di acqua per avere una concentrazione in ioni  $\text{OH}^-$  pari a  $10^{-9}$  M ?  
 [  $K_b \text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$  ]
- 51) Quante moli di cloruro di ammonio si debbono aggiungere ad 1 litro di acqua per avere lo stesso pH di una soluzione 0.1 M di  $\text{HCN}$  ?  
 [  $K_b \text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$ ;  $K_a \text{HCN} = 4 \times 10^{-10}$  ]
- 52) A  $25^\circ\text{C}$ , il sale nitrito di argento ha  $K_s = 7 \times 10^{-4}$ . Determinare se, mescolando 5 mL di una soluzione 0.01 M di nitrato di argento con 75 mL di nitrito di potassio 0.1 M, ha luogo la formazione di precipitato di nitrito di argento.
- 54) Dire se precipita idrossido di magnesio quando a 700 mL di una soluzione contenente 28 mg di  $\text{NaOH}$  vengono aggiunti 300 mL di una soluzione di cloruro di magnesio 0.001 M. ( $K_s$ -idrossido di magnesio =  $3.4 \times 10^{-11}$  )

- 55) Una soluzione satura di idrossido di calcio ha  $\text{pH} = "12.3"$ . Si calcoli il prodotto di solubilità  $K_s$  di tale sostanza.
- 56) Calcolare il  $\text{pH}$  di una soluzione ottenuta mescolando 100 mL di acetato di calcio 0.1 M con 100 mL di acido cloridrico 0.2 M  
[ per  $\text{CH}_3\text{COOH}$   $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$  ]
- 57) L'acido **HX** è un acido debole. In una soluzione 0.10 M del suo sale **NaX**, l'1% dello ione  $\text{X}^-$  è idrolizzato. Calcolare il  $\text{pH}$  della soluzione 0.10 M del sale e la costante di ionizzazione dell'acido **HX**.
- 58) Che volume di cloruro di idrogeno, misurato a 755 mmHg e  $0^\circ\text{C}$ , deve essere assorbito da 250 mL di una soluzione di ammoniaca 0.1 molare affinché il  $\text{pH}$  si abbassi al valore di 9.08 ? (  $K_b$  [ammoniaca] =  $1.8 \times 10^{-5}$  moli/litro)
- 59) 100 mL di una soluzione 0.002 M di nitrato di argento vengono aggiunti a 400 millilitri di una soluzione di cromato di potassio 0.01 molare. Verificare se si ottiene precipitato. (  $K_s$  cromato di argento =  $9.0 \times 10^{-12}$  )
- 60) Il grado di dissociazione dell'acido monocloroacetico **CH<sub>2</sub>ClCOOH** in soluzione  $1.0 \times 10^{-2}$  M è "0.309". Trovare quanti grammi di **CH<sub>2</sub>ClCOONa** devono essere aggiunti a 1.5 litri della precedente soluzione per avere un  $\text{pH} = "2.90"$ .

### SOLUZIONI

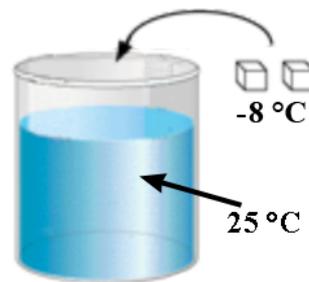
- 1) a) 11.0      b) 1.82      c) -0.10      d) 4.28      e) 6.80
- 2)  $\text{pH}$       a) 3.0      b) 12.18      c) 9.1      d) 5.88  
 $\text{pOH}$       a) 11.0      b) 1.82      c) 4.9      d) 8.12
- 3)  $[\text{H}^+]$       a)  $2 \times 10^{-6}$       b)  $5 \times 10^{-5}$       c)  $10^{-11}$   
 $[\text{OH}^-]$       a)  $5 \times 10^{-9}$       b)  $2 \times 10^{-10}$       c)  $10^{-3}$
- 4) a) 1.0      b) 2.87      c) 0.0      d) 2.76      e) 0.0      f) 4.91
- 5) 12.30      **6) 5.03**
- 7) 0.00365 g      **8)  $3.2 \times 10^{-8}$**
- 9)  $8.9 \times 10^{-3}$       **10) 0.1 M**
- 10a)**  $[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.00093$ ;  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.049$ ;  $[\text{OH}^-] = 1.04 \times 10^{-11}$
- 10b)** a)  $\text{pH} = 1.3$ ;  $\alpha = 0.5$       b)  $\text{pH} = 2.07$ ;  $\alpha = 0.845$
- 10c)** 219.5 mL      **10d)**  $\text{pH} = 10.97$

- 11)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.0 \times 10^{-3}$ ; pH = 2.7
- 12) 13.72 g
- 13) 4.1 g
- 14) 1.27 g
- 15) pH = 10.95
- 16) pH = 5.73
- 17) 15.94 g
- 18) pH = 9.01
- 19) pH = 7.78
- 20) pH = 10.29
- 21) pH = 8.52
- 22) pH = 0.492 g
- 23)  $3.4 \times 10^{-4}$  M
- 24) pH = pH = 8.2
- 25) pH<sub>1</sub> = 4.18; pH<sub>2</sub> = 4.13
- 26) 1.2 g
- 27) pH<sub>a</sub> = 13; pH<sub>b</sub> = 12.53; pH<sub>c</sub> = 8.73
- 28) pH = 8.68
- 29) pH = 8.53
- 30) pH = 4.74
- 31)  $[\text{OH}^-] = 1.05 \times 10^{-5}$ ; pH = 9.02
- 32) pH = 9.52
- 33) pH = 9.25
- 34) pH = 0.464 g
- 35) a)  $1.96 \times 10^{-10}$  mol/litro      b)  $1.1 \times 10^{-11}$  g/cm<sup>3</sup>
- 36) a)  $9 \times 10^{-14}$       b)  $4.25 \times 10^{-3}$       c)  $4.25 \times 10^{-13}$
- 37)  $4.5 \times 10^{-6}$
- 38) 4.5 mg
- 39) pH = 11.36; pH = 8.66
- 40)  $K = 2.1 \times 10^{-4}$ ; 6.4 %
- 41)  $1.55 \times 10^{-18}$
- 42) CuS
- 43)  $[\text{OH}^-] = 1.8 \times 10^{-5}$ ;
- 44) 3.8 mg/mL;  $2.7 \times 10^{-6}$
- 45)  $1.66 \times 10^{-5}$  g;  $9.85 \times 10^{-9}$  g
- 46)  $[\text{NH}_4^+] = 4.7 \times 10^{-3}$
- 47)  $5.1 \times 10^{-5}$ ;  $6.5 \times 10^{-3}$
- 48)  $4.7 \times 10^{-10}$
- 49)  $5.92 \times 10^{-9}$ ;  $1.87 \times 10^{-8}$
- 50) 9.6 g
- 51) 0.072
- 52) no ( $5.85 \times 10^{-5} < K_s$ )
- 54) si ( $1.47 \times 10^{-10} > K_{ps}$ )
- 55)  $K_s = 4 \times 10^{-6}$
- 56) pH = 2.87
- 57) pH = 11;  $K = 1 \times 10^{-9}$
- 58) 0.336 litri
- 59)  $Q = 1.28 \times 10^{-9} > K_s$ ; precipita.
- 60) 1.91 g

## ESERCIZI di Termologia e Termodinamica

### Raffreddiamo una bibita.

Immaginate di aprire una bibita da 12 once (340.2 g) inizialmente a temperatura ambiente (25°C) e di decidere di raffreddarla mediante due cubetti di ghiaccio. Assumete che la bibita sia costituita fondamentalmente da acqua e supponete che i due cubetti di ghiaccio, di lato di un pollice (2.54 cm), abbiano una temperatura di -8°C. In queste condizioni, trascurando le perdite di calore, determinate la temperatura minima assunta dal sistema quando tutto il ghiaccio si è sciolto e la miscela, adeguatamente mescolata, presenta una temperatura uniforme.



Per risolvere il problema sono necessari alcuni dati aggiuntivi o particolari valori di conversione qui di seguito riportati

densità del ghiaccio = 0°C: 0.9162, -5°C: 0.9175, -10°C: 0.9189 g/cm<sup>3</sup>

densità ghiaccio interpolata a -8 °C = 0.9183 g/cm<sup>3</sup> (fate una prova)

C<sub>p</sub>ghiaccio = 0°C: 2.050, -5°C: 2.027, -10°C: 2.00 kJ kg<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>

C<sub>p</sub>ghiaccio media = 2.031 kJ kg<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup> (J g<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>) = 0.485 cal g<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>

ΔH<sub>fusione</sub> ghiaccio = 1436 cal mol<sup>-1</sup>

[16.18 °C]

a) Sapendo che il ΔH<sub>f,NH<sub>3</sub></sub> = -46.2 kJ mol<sup>-1</sup>, si calcoli il ΔH° della seguente reazione in fase gassosa:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  [- 92.4 kJ]

b) Il ΔH° di combustione del propano, a 25°C, vale -2220 kJ per mole. Sapendo che il ΔH<sub>f,H<sub>2</sub>O,l</sub> = -285.8 kJ mol<sup>-1</sup> e che il ΔH<sub>f,CO<sub>2</sub>,g</sub> = -393.5 kJ mol<sup>-1</sup>, si chiede di calcolare il ΔH<sub>f</sub> del propano. [103.7 kJ mol<sup>-1</sup>]

c) Calcolare l'entalpia standard della reazione di ossidazione di 1.0 g di idrazina con ossigeno. La reazione da bilanciare è



Calcolare inoltre il volume di ossigeno, misurato a condizioni standard, che si consuma nella reazione. [ΔH<sub>comb., N<sub>2</sub>H<sub>4,l</sub></sub> = 19.4 kJ ; V<sub>O<sub>2</sub></sub> = 0.72 L]

**Composto ΔH<sub>f</sub>° (kJ/mol)**

H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub> -286.0

N<sub>2</sub>H<sub>4(l)</sub> +49.0

d) Calcolare il ΔS<sub>f</sub> dell'acido cloridrico gassoso.

[Nota: il ΔS<sub>f</sub> della reazione di formazione non rappresenta S° di HCl]

**Composto S° (J K<sup>-1</sup>mol<sup>-1</sup>)**

HCl<sub>(g)</sub> +186.9

H<sub>2(g)</sub> +130.6

Cl<sub>2(g)</sub> +223.1

[ΔS<sub>f,HCl,g</sub> = 10.05 J K mol<sup>-1</sup>]

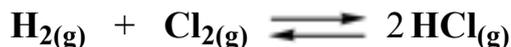
- e) Calcolare, a 298.15 K, l'energia libera della reazione di decomposizione termica del carbonato di calcio in ossido di calcio e diossido di carbonio quando la pressione parziale del CO<sub>2</sub> è di 467 Pa.

Composto	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)
CaCO <sub>3(s)</sub>	-1129.6
CaO <sub>(s)</sub>	-604.6
CO <sub>2(g)</sub>	-394.6

(Trovare anche l'errore nel testo)

$$[\Delta G_{\text{reaz.}} = 117.1 \text{ kJ}]$$

- f) Calcolare, a 298.15 K, la differenza di energia libera della reazione



Composto	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)
HCl <sub>(g)</sub>	-95.3

quando le pressioni parziali dei tre componenti la miscela sono  $P_{\text{H}_2} = 1.5$  bar,  $P_{\text{Cl}_2} = 0.5$  bar e  $P_{\text{HCl}} = 0.05$  bar

$$[\Delta G_{\text{reaz.}} = -204.7 \text{ kJ}]$$

- g1) Si determini approssimativamente la costante di equilibrio di una reazione tra un acido forte e una base forte. I dati in tabella sono tratti da differenti

Sostanza	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)	kcal/mol
HO <sup>-</sup> <sub>(aq.)</sub>	-157.24	-37.6
H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>	-237.13	-56.8

fonti; quelli in kcal sono meno recenti. Si consideri la reazione ionica netta come la seguente:  $\text{H}^+_{(\text{aq.})} + \text{OH}^-_{(\text{aq.})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

$$[\text{K}_{\text{eq}} = 9.97 \times 10^{13} \div 1.1 \times 10^{14}]$$

- g2) Si mescolino 100 mL di una soluzione acquosa di NaOH 1 M e 100 mL di una soluzione acquosa di HCl 1 M. Se le due soluzioni avevano una temperatura di 25 °C, determinare, a meno delle perdite, la temperatura della soluzione risultante.

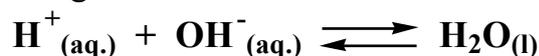
Composto	$\Delta H_f^\circ$ (kcal/mol)
H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>	-68.3
HO <sup>-</sup> <sub>(aq.)</sub>	-54.9

$$[\text{T}_2 = 31.7 \text{ }^\circ\text{C}]$$

- g3) Si abbiano 100 mL di HCl 1 M e 100 mL di NaOH 1 M. Le due soluzioni acquose, entrambe alla temperatura di 25°C, vengono mescolate in un calorimetro a tazza supposto privo di

C <sub>p, H<sub>2</sub>O</sub> = 1.0	cal K <sup>-1</sup> g <sup>-1</sup>
C <sub>p, H<sub>2</sub>O</sub> = 18.0	cal K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>
C <sub>p, H<sub>2</sub>O</sub> = 75.24	J K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>

perdite. Dopo il mescolamento si osserva che la temperatura raggiunge il valore di 31.7 °C. Determinare il  $\Delta H^\circ$  molare della reazione tenendo conto che la reazione ionica netta è la seguente



$$[\Delta H^\circ = -56 \text{ kJ mol}^{-1}]$$

Seguono n. 1, 2, 3, 4, 5, 6, 15, 21 dell'eserciziario

**Il caso della purificazione del Nickel**

- 1) Un pezzo di argento del peso pari a 54 g, la cui temperatura è di 150°C, viene posto in 54 grammi di acqua inizialmente alla temperatura di 20°C. Supponendo trascurabili le perdite dovute al non perfetto isolamento, determinare la temperatura di equilibrio.

$$[C_p(\text{Ag}) = 25.35 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}; C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 75.29 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}]$$

- 2) Che quantità di calore è necessaria per trasformare 36 g di ghiaccio che inizialmente si trova alla temperatura di 0 °C, in vapore alla temperatura di 100 °C. [ Calore latente di fusione dell'acqua  $\Delta H^\circ_{\text{fus}} = 79.7 \text{ cal g}^{-1}$  ; Calore latente di vaporizzazione dell'acqua  $\Delta H^\circ_{\text{vap}} = 544 \text{ cal g}^{-1}$  ;  $C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 1 \text{ cal K}^{-1} \text{ g}^{-1}$  ].

- 3) Svolgere il problema precedente utilizzando i dati espressi nelle unità internazionali.

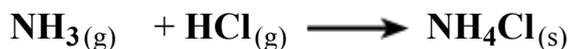
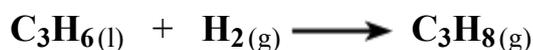
$$[ \text{Calore latente di fusione dell'acqua } \Delta H^\circ_{\text{fus}} = 6 \text{ kJ mol}^{-1} ; \text{Calore latente di vaporizzazione dell'acqua } \Delta H^\circ_{\text{vap}} = 40.9 \text{ kJ mol}^{-1} ; C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 75.29 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} ]$$

- 4) Calcolare il lavoro compiuto da un sistema che si espande da un volume iniziale di 83.5 L ad un volume finale di 124.2 L sotto la pressione costante di 1.0 atm. Esprimere il risultato in kJ.

- 5) Calcolare il  $\Delta U$  (*Energia necessaria*) per l'evaporazione di una mole di acqua alla temperatura di 373 K sotto la pressione costante di un'atmosfera. La quantità di calore necessaria per far evaporare una mole di  $\text{H}_2\text{O}$  a 373 K è di 9725 cal/mol. Esprimere il risultato in kJ.

- 6) Calcolare il  $\Delta U$  per la reazione  $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$  alla temperatura di 298 K e alla pressione di un'atmosfera sapendo che per la reazione  $\Delta H^\circ = -196.6 \text{ kJ}$ .

- 7) Utilizzando i valori di  $\Delta H_f^\circ$  di formazione riportati in tabella, calcolare i  $\Delta H^\circ$  per le seguenti reazioni:



Composto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{CaCO}_3(\text{s})$	-1206.9
$\text{CaO}(\text{s})$	-635.5
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393.5
$\text{C}_3\text{H}_6(\text{g})$	20.4
$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$	-103.8
$\text{NH}_3(\text{g})$	-46.19
$\text{HCl}(\text{g})$	-92.3
$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$	-315.4
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285.8

- 8) Il  $\Delta H^\circ$  di formazione del glucosio ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) è pari a -304 kcal/mole. Prelevando gli altri dati necessari dalla tabella dell'esercizio precedente, calcolare il  $\Delta H^\circ$  di combustione del glucosio, esprimendolo in  $\text{kJ mol}^{-1}$ .

10) Calcolare il  $\Delta H^\circ$  di formazione ( $\Delta H_f^\circ$ ) del benzene [ $C_6H_6(l)$ ] dai seguenti dati:

$$\Delta H^\circ_{\text{combustione}, C_6H_6, \text{liq}} = -3267.6 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ, CO_2, \text{gas} = -393.5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ, H_2O, \text{gas} = -241.8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{vaporizzazione}, H_2O, \text{liq}} = +44.0 \text{ kJ/mol}$$



11) Calcolare quanti mL di alcol etilico ( $C_2H_5OH$ ,  $d = 0.7893 \text{ g/mL}$ ) forniscono, per combustione totale, 824 kJ. Ricavare il  $\Delta H^\circ_{\text{combustione}}$  dell'alcol dai dati forniti in tabella.

Composto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$C_2H_5OH(l)$	-277.7
$CO_2(g)$	-393.5
$H_2O(l)$	-285.8

12) La grande affinità dell'alluminio per l'ossigeno viene sfruttata per ridurre ossidi metallici stabili. Utilizzando i dati della tabella calcolare quanto calore si sviluppa quando 28.3 g di  $Fe_2O_3$  sono ridotti con alluminio metallico secondo la reazione:

Composto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$Fe_2O_3(s)$	-824.1
$Al_2O_3(s)$	-1675.7



(reaz. della termite, utilizzata per saldare grosse eliche per imbarcazioni o linee ferrate)

13) Calcolare quanto calore si svolge quando 2.44 L di vapor d'acqua, alla pressione di un'atmosfera e alla temperatura di 384 K, vengono trasformati in  $H_2O(l)$  alla temperatura di 363 K sapendo che nell'intervallo di temperatura considerato, le capacità termiche di  $H_2O(g)$  e  $H_2O(l)$  sono rispettivamente  $36.28 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$  e  $75.90 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$  e che per l'evaporazione di  $H_2O$  a 373 K  $\Delta H = 40.67 \text{ kJ/mol}$ .

14) Calcolare il  $\Delta U$  e  $\Delta H$  per la trasformazione di 100 g di  $H_2O(l)$  a 373 K e alla pressione di 1.0 atm, in vapore alla stessa temperatura e alla stessa pressione. Il calore necessario per evaporare una mole di acqua è di 9.72 Kcal.

15) Calcolare il volume di metano, misurato a 298.15 K e 1 atm, necessario per fornire, in seguito a combustione totale, il calore richiesto per la fusione di 20.0 g di ghiaccio alla temperatura 273.15 K, portando quindi la temperatura dell'acqua a 298.15 K. Usare i dati in tabella.

$\Delta H_f^\circ \text{ form. } CH_4(g)$	= -74.85 kJ/mol
$\Delta H_f^\circ \text{ form. } CO_2(g)$	= -393.5 kJ/mol
$\Delta H_f^\circ \text{ form. } H_2O(l)$	= -285.8 kJ/mol
$\Delta H_f^\circ \text{ fus. } H_2O$	= +6.02 kJ/mol
$C_p H_2O(l)$	= 75.23 J/(mol K)

16) Calcolare il  $\Delta H^\circ$  di formazione di  $\text{AgCl}_{(s)}$  sapendo che per la reazione

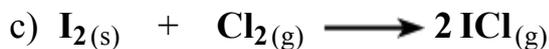
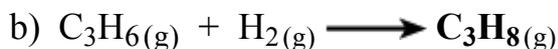
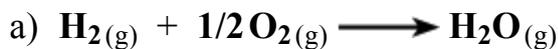


$$\Delta H^\circ_{\text{reaz.}} = -27.53 \text{ kJ} \text{ e } \Delta H^\circ_{f, \text{AgBr}, s} = -99.50 \text{ kJ/mol}$$

17) Calcolare il  $\Delta H$  e  $\Delta U$  per la combustione del normal pentano ( $\text{C}_5\text{H}_{12}$ ) alla temperatura di 298 K e ad un'atmosfera ricavando i valori di  $\Delta H^\circ$  di formazione dei reagenti e prodotti dalla tabella.

Composto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{C}_5\text{H}_{12(l)}$	-146.4
$\text{CO}_{2(g)}$	-393.5
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-285.8

18) Calcolare il  $\Delta G^\circ$  per le seguenti reazioni:

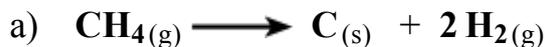


Composto	$\Delta H_f^\circ$	$\Delta G_f^\circ$	$S^\circ$
$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	-241.8	-228.6	+188.7
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-285.8	-237.2	+69.96
$\text{C}_3\text{H}_{6(g)}$	+20.4	+62.72	+266.9
$\text{C}_3\text{H}_{8(g)}$	-103.8	-23.5	+269.9
$\text{ICl}_{(g)}$	+17.6	-5.52	+247.4
$\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$	-924.66	-833.75	+63.14
$\text{MgO}_{(s)}$	-601.83	-569.57	+27

$\Delta H_f^\circ$  e  $\Delta G_f^\circ$  in  $\text{kJ mol}^{-1}$ ;  $S^\circ$  in  $\text{J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$

19) Calcolare il  $\Delta G$  a 350 K per le reazioni del problema precedente assumendo che le variazioni di  $\Delta H$  e di  $S$ , nell'intervallo di temperatura tra 298 K e 350 K siano trascurabili. ( $S^\circ_{\text{H}_2(g)} = 130.6$ ,  $S^\circ_{\text{O}_2(g)} = 205.02$ ,  $S^\circ_{\text{I}_2(g)} = 117$ ,  $S^\circ_{\text{Cl}_2(g)} = 223$ )

20) Dire quali tra le reazioni riportate sotto sono *termodinamicamente spontanee* a 298 K. Si usino i dati presenti nella tabella a fianco.



Composto	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	-228.6
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-237.2
$\text{CH}_{4(g)}$	-50.79
$\text{CO}_{2(g)}$	-394.4
$\text{HCHO}_{(g)}$	-110
$\text{HCOOH}_{(l)}$	-346

21) Calcolare il  $\Delta G$  per la conversione dell'ossigeno in ozono a 298 K e a 350 K. Assumere che le variazioni di  $\Delta H$  e di  $S$  in questo intervallo di temperatura siano trascurabili

Sostanza	$\Delta H_f^\circ$	$\Delta G_f^\circ$	$S^\circ$
$\text{O}_{2(g)}$	0	0	+205.14
$\text{O}_{3(g)}$	+142.7	+163.2	+238.93

$\Delta H_f^\circ$  e  $\Delta G_f^\circ$  in  $\text{kJ mol}^{-1}$ ;  $S^\circ$  in  $\text{J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$

22) Calcolare il  $\Delta H^\circ$  di formazione del fruttosio solido ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) sapendo che:

$$\Delta H^\circ_{\text{combustione}} (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6, \text{s}) = -2810 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{formazione}} (\text{CO}_2, \text{g}) = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{formazione}} (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

### SOLUZIONI

- 1) 26.9 °C
- 2) 26 kcal
- 3) 108.9 kJ
- 4) - 4.12 kJ
- 5) 37.59 kJ
- 6) -194.1 kJ
- 7) a) 177.9 kJ;    b) -124.2 kJ;    c) -176.9 kJ
- 8)  $\Delta H^\circ_{\text{comb.}} = -2800 \text{ kJ mol}^{-1}$
- 10) 49 kJ/mol
- 11) 35.2 mL
- 12)  $1.51 \times 10^2 \text{ kJ}$
- 13) 3.24 kJ
- 14)  $\Delta H = 54.0 \text{ kcal}$ ;  $\Delta E = 49.9 \text{ kcal}$
- 15) 0.241 Litri
- 16) -127.03 kJ/mol
- 17)  $\Delta H = -3.536 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta E = -3.529 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$
- 18) a) -228.6 kJ;    b) -86.2 kJ;    c) -11.0 kJ;    d) 27.0 kJ
- 19) a) -226.2 kJ;    b) -79.5 kJ;    c) -19.0 kJ;    d) 25.19 kJ
- 20) a) no;    b) si;    c) si
- 21)  $\Delta G^\circ = 326.4 \text{ kJ}$ ;  $\Delta G^\circ_{350} = 346.1 \text{ kJ}$
- 22)  $\Delta H_f^\circ = -1265.8 \text{ kJ mol}^{-1}$

## Esercizi di ELETTROCHIMICA (1)

[ **NOTA:** ove non altrimenti specificato si tratta di soluzioni acquose e considerate  $T = 298,15 \text{ K}$ , inteso come valore standard di temperatura in soluzione acquosa ]

**Svolti** n. 1, 2, 3, 3b, 4, 5 (chiarimento), 8, 12, 14, 15, 20, 21, 25 (doppia soluzione), 29, 30, 36, 42, 47 dell'eserciziario Elettrochimica (1)

I due seguenti rispettivamente simili ai n. 57 e 58 dell'eserciziario

- a)** A  $25^\circ\text{C}$  la conduttanza di una soluzione acquosa  $0.02$  molare di  $\text{KCl}$ , misurata con una cella con costante non nota, risultò pari a  $2.24 \text{ mS}$ . Dai dati tabulati si evince che la conduttanza specifica per soluzioni di  $\text{KCl}$   $0.02 \text{ M}$  a  $25^\circ\text{C}$  vale  $2.765 \text{ mS/cm}$ . Calcolare la costante della cella utilizzata. [ $1.234 \text{ cm}^{-1}$ ]
- b)** A  $25^\circ\text{C}$  la conduttanza specifica della soluzione  $0.01 \text{ mol dm}^{-3}$  dell'acido acetico è di  $166 \mu\text{S cm}^{-1}$ . La conduttanza specifica molare a diluizione infinita dell'acido acetico vale  $390.5 \text{ S cm}^2 \text{ mol}^{-1}$ , verificare la  $K_c$  dell'acido acetico.  
[ $1.9 \times 10^{-5}$  con i dati utilizzati]
- c)** n. 10, 17, 21 dell'eserciziario Elettrochimica (2) che prevede l'utilizzo della tabella dei potenziali

-----

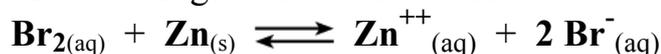
- 1) Calcolare, a  $25^\circ\text{C}$ , il potenziale di un semielemento costituito da una lamina di ferro immersa in una soluzione di solfato ferroso  $5.0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ .  
( $E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^\circ} = -0.447 \text{ V}$ )
- 2) Calcolare il potenziale della semireazione  $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$  quando la concentrazione di  $\text{Fe}^{2+}$  è  $0.010 \text{ mol dm}^{-3}$  e quella di  $\text{Fe}^{3+}$  è  $0.100 \text{ mol dm}^{-3}$ .  
( $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0.771 \text{ V}$ )
- 3) Calcolare il potenziale della semireazione:  
$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$$
quando la concentrazione dello ione dicromato vale  $0.10 \text{ mol dm}^{-3}$ , quella dello ione cromico vale  $1.0 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$  e la soluzione presenta un pH pari a "1.50".  
( $E^\circ_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} = 1.33 \text{ V}$ )
- 3b) In certe condizioni la differenza di potenziale  $\Delta E$  per la seguente reazione redox è  $+1.05 \text{ V}$ :  
$$2 \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Ni}^\circ_{(\text{s})} \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^\circ_{(\text{s})} + \text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}$$
Qual è il  $\Delta G$  della reazione nelle stesse condizioni ?
- 4) Calcolare il potenziale di un elettrodo costituito da una lamina di argento immersa in una soluzione di ioduro di potassio  $0.1$  molare e che contenga ioduro di argento come corpo di fondo.  
( $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^\circ} = 0.800 \text{ V}$ ;  $K_{\text{ps}}$  ioduro di argento =  $8.51 \times 10^{-17}$ )

- 5) Calcolare il potenziale di un elettrodo costituito da una lamina di argento immersa in una soluzione satura di solfuro di argento.  
( $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0.800 \text{ V}$ ;  $K_{\text{ps}}$  solfuro di argento =  $6.7 \times 10^{-50}$ )
- 7) Si calcoli il potenziale della semireazione  $2 \text{H}^+_{(\text{aq.})} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})}$  quando la pressione dell'idrogeno è 1 bar e la concentrazione degli ioni idrogeno è  $2.5 \times 10^{-2}$  molare. [NOTA:  $T=298.15 \text{ K}$ ]
- 8) In una soluzione acida, il potenziale di un elettrodo a idrogeno, riferito all'elettrodo a calomelano saturo  $-0.341 \text{ V}$ . Calcolare il pH della soluzione sapendo che (Saturated Calomel Electrode  $E_{\text{SCE}} = 0.269 \text{ V}$ ). [NOTA:  $T=298.15 \text{ K}$ ,  $P_{\text{H}_2} = 1 \text{ Bar}$ ; l'elettrodo a calomelano saturo è costituito da una soluzione satura di KCl]
- 9) Il potenziale di un elettrodo costituito da un terminale di argento immerso in soluzione satura di cromato di argento è  $0.571 \text{ V}$  riferito all'elettrodo standard ad idrogeno. Determinare la  $K_{\text{s}}$  del cromato di argento. ( $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0.800 \text{ V}$ )
- 12) Calcolare la differenza di potenziale di una cella elettrochimica costituita da un elettrodo standard di argento e da un elettrodo standard di rame.  
( $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0.342 \text{ V}$ ;  $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0.800 \text{ V}$ )
- 13) Calcolare la differenza di potenziale di una cella elettrochimica costituita dalle coppie  $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$  e  $\text{Br}_2/\text{Br}^-$ . Le concentrazioni delle specie in soluzione sono:  
 $[\text{Sn}^{4+}] = 1 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ ;  $[\text{Sn}^{2+}] = 0.1 \text{ mol dm}^{-3}$ ;  $[\text{Br}^-] = 0.1 \text{ mol dm}^{-3}$ .  
( $E^\circ_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} = 0.151 \text{ V}$ ;  $E^\circ_{\text{Br}_2/\text{Br}^-} = 1.09 \text{ V}$ )
- 14) Con i dati dell'esercizio 12 si determini in quale verso procede la reazione complessiva nella cella durante l'erogazione della corrente e la sua costante di equilibrio.
- 15) Calcolare la differenza di potenziale di una cella elettrochimica costituita da un elettrodo standard di idrogeno e da un terminale elettrodico di cromo immerso in una soluzione  $1 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$  dello ione  $\text{Cr}^{3+}$ . Scrivere la reazione complessiva e calcolarne la costante di equilibrio. ( $E^\circ_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = -0.742 \text{ V}$ )
- 16) Una pila a concentrazione è formata da due semicelle nelle quali i terminali inerti di platino sono immersi in due soluzioni, una di  $\text{HCl}$   $0.10$  molare e l'altra di acido acetico ( $K_{\text{a}} = 1.8 \times 10^{-5}$ ) alla concentrazione  $0.10 \text{ mol dm}^{-3}$ . Il sistema viene mantenuto alla temperatura di  $298.15 \text{ K}$  mentre dell'idrogeno gassoso, alla pressione di 1 bar, viene fatto gorgogliare sui due elettrodi. Calcolare la differenza di potenziale della pila.

- 17) Un elettrodo di misura ad idrogeno (terminale di platino;  $P(\text{H}_2) = 1 \text{ bar}$ ;  $T = 298 \text{ K}$ ) è immerso in una soluzione acquosa di acido acetico ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ ). La differenza di potenziale misurata rispetto all'elettrodo standard ad idrogeno è di  $0.188 \text{ V}$ . Calcolare la concentrazione dell'acido acetico.

[NOTA: l'elettrodo in misura deve avere un potenziale negativo rispetto a quello standard a idrogeno ( $E_{\text{CH}_3\text{COOH}} = -0.188 \text{ V}$ ), altrimenti  $[\text{H}^+]$  sarà  $> 1 \text{ M}$ ]

- 18) Si consideri la seguente reazione redox



Schematizzare la cella galvanica in cui la reazione indicata può avvenire e definire simbolicamente il calcolo della f.e.m. della pila ( $\Delta E^\circ$  della reazione)

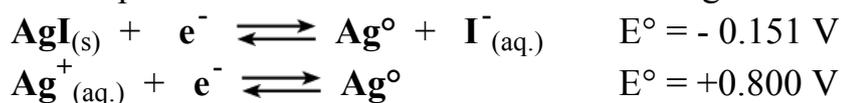
- 20) Date le due coppie  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  e  $\text{Ag}^+/\text{Ag}^\circ$  alle condizioni standard, scrivere la reazione complessiva e calcolare la costante di equilibrio. Calcolare inoltre la concentrazione di ioni argento  $[\text{Ag}^+]$  che rimane in soluzione quando si è stabilito l'equilibrio della reazione. ( $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0.771 \text{ V}$ ;  $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^\circ} = 0.8 \text{ V}$ )

- 21) Date le due coppie redox standard  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  e  $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$  scrivere la reazione complessiva e determinare se la reazione può essere sfruttata per scopi quantitativi. ( $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0.771 \text{ V}$ ;  $E^\circ_{\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}} = 1.611 \text{ V}$ )

[NOTA: Il termine "standard" non è necessario. Una reazione può essere considerata quantitativa se la  $K_{\text{eq}}$  è molto grande in modo consumare gran parte dei reagenti]

- 22) Il dicromato, in ambiente acido, ossida il bromuro a bromo. Bilanciare la reazione in forma ionica nel verso indicato e determinare il valore della costante di equilibrio. ( $E^\circ_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{H}^+/\text{Cr}^{3+}, \text{H}_2\text{O}} = 1.33 \text{ V}$ ;  $E^\circ_{\text{Br}_2/\text{Br}^-} = 1.09 \text{ V}$ ).

- 25) Calcolare il prodotto di solubilità dello ioduro di argento dai seguenti dati:



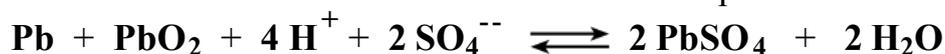
- 26) Determinare il  $K_{\text{ps}}$  del bromuro di rame(I) dai seguenti dati:



- 29) Una pila alcalina zinco-carbone deve produrre una corrente di  $0.0100 \text{ A}$  per la durata di 30 giorni. Calcolare le masse di zinco e di diossido di manganese che si consumano durante il suddetto periodo di scarica considerando un rendimento del  $90.0 \%$ . La reazione complessiva è:



- 30) Un accumulatore al piombo-acido contiene un elettrodo di piombo (1.50 kg) e uno di **PbO<sub>2</sub>** (1.50 kg) depositato su un supporto conduttore. Ambedue gli elettrodi sono immersi in una soluzione di **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** in eccesso rispetto alla quantità stechiometrica. Calcolare la carica elettrica prodotta nella scarica e la massa di acido che si è consumato. La reazione complessiva è:



[NOTA: La doppia freccia indica la ricaricabilità dell'accumulatore, non un equilibrio marcato. Il calcolo si intende per la scarica completa dell'accumulatore.]

- 32) Una batteria al piombo-acido deve produrre una corrente di 45.0 A per 5.00 s in modo da mettere in moto un motore. Calcolare la massa di **Pb** e **PbO<sub>2</sub>** che si consumano nella scarica. La reazione complessiva è quella dell'esercizio 30.
- 36) **KI** fuso è elettrolizzato fra elettrodi inerti con una corrente costante di 5.50 A. Calcolare la massa delle sostanze che si sono formate agli elettrodi dopo che la corrente è passata per 1.00 h
- 37) **NaOH** è elettrolizzato fra elettrodi inerti con una corrente costante di 10 A per 30 min. Si calcoli la massa del metallo che si è formato al catodo ed il volume (misurato a condizioni standard) del gas che si formato all'anodo.  
[NOTA: NaOH deve essere fuso. Pertanto, visto che Na° fonde a circa 98°C e NaOH a 318°C, il metallo si ottiene allo stato liquido. Condiz. Standard: 1 bar (10<sup>5</sup> Pa) e 273.15 K]
- 38) **NaCl** fuso è elettrolizzato fra elettrodi inerti con una corrente costante di 5 A. Calcolare il tempo necessario affinché 10.1 dm<sup>3</sup> di Cl<sub>2</sub> (misurato in condizioni standard) si svolgano all'anodo. Determinare anche la massa di sodio che contemporaneamente si è formato al catodo.  
[NOTA:Condizioni Standard: 1 bar (10<sup>5</sup> Pa) e 273.15 K]
- 39) Calcolare la carica elettrica necessaria a depositare 200 g di **Mg** elettrolizzando **MgCl<sub>2</sub>** fuso ammettendo che la resa di corrente sia il 75%.  
[NOTA: Se la resa in corrente non è del 100% durante l'elettrolisi le leggi di Faraday sono false. A produrre ossidoriduzione non è la carica elettrica in quanto tale ma quella che attraversa l'elettrolizzatore mediante corrente elettrica.]
- 44) La stessa quantità di elettricità passa attraverso due diverse celle elettrolitiche separate, la prima contiene una soluzione di **AgNO<sub>3</sub>** e l'altra una soluzione di **SnCl<sub>2</sub>**. Calcolare quanti grammi di Sn si sono depositati al catodo della seconda cella, quando nella prima si sono ridotti 1.0 g di **Ag**. [evidentemente le celle sono collegate in serie. Si noti che in questo esperimento si riduce Sn<sup>2+</sup> invece di H<sup>+</sup> per effetto di fenomeni di sovratensione]

- 47) Due celle elettrolitiche sono collegate in serie. Una contiene una soluzione acquosa di solfato di rame con elettrodi di rame e l'altra una soluzione diluita di acido solforico con elettrodi di platino. L'elettrolisi è fatta procedere a corrente costante per 180 minuti. Nella prima cella si depositano 10.0 grammi di rame. Si chiede di calcolare l'intensità della corrente utilizzata ed i volumi, misurati a condizioni standard [1 bar e 273.15 K], dei gas sviluppati nella seconda cella.
- 49) Una soluzione diluita di acido solforico è elettrolizzata, a corrente costante, usando elettrodi inerti per 1500 secondi. Alla fine dell'elettrolisi sono raccolti  $550 \text{ cm}^3$  di gas in totale, alla pressione di  $1.02 \times 10^5 \text{ Pa}$  e alla temperatura di 295 K. Si chiede di calcolare l'intensità della corrente impiegata.
- 51) Facendo l'elettrolisi di un sale allo stato fuso di formula generica  $\text{MF}_2$  con una corrente costante di 5.5 A per la durata di 15 min. si depositano al catodo 2.88 grammi del metallo **M**. Si calcoli il peso atomico del metallo.
- 53) Due celle elettrolitiche sono collegate in serie. Quando in una delle due, che contiene un sale di argento, si depositano al catodo 2.15 g di argento metallico, nell'altra, che contiene un sale di oro, si depositano 1.31 g del metallo. Calcolare lo stato di ossidazione dell'oro nel sale in soluzione.
- 55) La resistenza di una soluzione acquosa misurata ad una certa temperatura mediante un conduttimetro risulta  $4.5 \times 10^4 \Omega$ . Calcolare la conduttività [conduttanza specifica] della soluzione sapendo che la cella utilizzata nella misura presenta una costante pari a  $0.55 \text{ cm}^{-1}$ .
- 56) Una soluzione acquosa di un acido debole mono-protico, alla concentrazione  $5.0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ , ha una conduttività di  $3.13 \times 10^{-4} \text{ S cm}^{-1}$  a  $25^\circ\text{C}$ . La sua conduttività molare a diluizione infinita [ $\Lambda_\infty$  ottenuta dalla legge di Kohlrausch] alla stessa temperatura è  $336 \text{ S cm}^2 \text{ mol}^{-1}$ . Calcolare il grado di dissociazione dell'acido.
- 57) Per una soluzione di **KCl**  $5 \times 10^{-3}$  molare fu misurata, a  $25^\circ\text{C}$ , una resistenza di 765 Ohm utilizzando una certa cella conduttometrica. La conduttanza specifica di questa soluzione è nota ed è pari a  $7.2 \times 10^{-4} \text{ S cm}^{-1}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Calcolare la costante della cella.
- 58) La conduttanza di una soluzione acquosa di un acido debole monoprotico 0.11 molare, misurata con la cella dell'esercizio precedente, è pari a  $4.7 \times 10^{-4} \text{ S}$ . Calcolare il pH della soluzione sapendo che per l'acido in questione  $\Lambda_\infty = 350 \text{ S cm}^2 \text{ mol}^{-1}$ .

## SOLUZIONI

- 1)** -0.486 V      **2)** 0.830 V      **3)** 1.19 V      **3b)** -202.6 kJ  
**4)** -0.092 V      **5)** -0.164 V      **7)** -0.095 V  
**8)** 1.22      **9)**  $1.1 \times 10^{-12}$       **12)** 0.458 V      **13)** 1.06 V  
**14)**  $2 \text{Ag}^+ + \text{Cu}^\circ \longrightarrow 2 \text{Ag}^\circ + \text{Cu}^{++}$  ;  $3.0 \times 10^{15}$   
**15)** 0.801 V;  $1.8 \times 10^{75}$ ;  $2 \text{Cr}^+ + 3 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{H}_2$   
**16)** 0.111 V      **17)**  $2.4 \times 10^{-2}$       **18)**  $\text{Pt}^\circ / \text{Br}_2, \text{Br}^- // \text{Zn}^{++} / \text{Zn}^\circ$   
**20)**  $\text{Ag}^+ + \text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Ag} + \text{Fe}^{3+}$  ; 3.09 ;  $0.66 \text{ mol dm}^{-3}$   
**21)**  $\text{Ce}^{4+} + \text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Ce}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$  ; si poiché  $\text{K}_{\text{eq}} = 1.6 \times 10^{14}$   
**22)**  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{Br}^- + 14 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{Br}_2 + 7 \text{H}_2\text{O}$  ;  $\text{K}_{\text{eq}} = 2.2 \times 10^{24}$   
**25)**  $\text{K}_{\text{eq}} = \text{K}_{\text{ps}} = 8.4 \times 10^{-17}$       **26)**  $\text{K}_{\text{eq}} = \text{K}_{\text{ps}} = 5 \times 10^{-9}$   
**29)** Zn: 9.76 g;  $\text{MnO}_2$ : 25.9 g      **30)**  $\text{PbO}_2$  in difetto;  $Q = 1.21 \times 10^6 \text{ C}$ ; 1.23 kg  
**32)** Pb: 0.242 g;  $\text{PbO}_2$ : 0.279 g      **36)**  $\text{I}_2$ : 26.0 g; K: 8.01 g  
**37)** Na: 4.29 g;  $\text{O}_2$ :  $1.06 \text{ dm}^3$       **38)** 4 h 46' 40" ; 20.5 g  
**39)**  $2.12 \times 10^6 \text{ C}$       **44)** 0.551 g      **47)** 2.81 A;  $\text{H}_2$ :  $3.57 \text{ dm}^3$  ;  $\text{O}_2$ :  $1.78 \text{ dm}^3$   
**49)** 1.96 A  
**51)** 112.3      **53)** 3      **55)**  $1.22 \times 10^{-5} \text{ S cm}^{-1}$   
**56)**  $4.65 \times 10^{-2}$       **57)** 0.55      **58)** 3.13

## Esercizi di ELETTROCHIMICA (2)

[NOTA: per questa serie di esercizi i valori dei potenziali devono essere rintracciati in tabella]

- 1) Una soluzione contenente  $\text{KHF}_2$  viene elettrolizzata per un'ora a 0.320 A. Calcolare il volume di fluoro che si svolge all'anodo. [NOTA: l'intensità della corrente è costante ed il volume è misurato a 298 K e 1 atm]
- 2) Il magnesio può essere preparato per elettrolisi del cloruro di magnesio fuso. Nel corso del processo si ha deposizione di **Mg** metallico al catodo e si svolge cloro all'anodo. In una tipica esperienza, il passaggio della corrente ha determinato la deposizione di 2.04 g di Mg metallico. Calcolare il volume di cloro (misurato a 298 Kelvin e 1 atmosfera) che si è svolto all'anodo. Dire inoltre quanti coulomb di carica elettrica sono stati forniti alla cella.
- 3) Le celle galvaniche derivate dalla pila Leclanché sono costituite da un contenitore di zinco al cui interno si trova una barretta di grafite circondata da una pasta contenente  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{ZnCl}_2$  e  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Anche se le reazioni che avvengono sono complesse e possono variare in funzione della potenza erogata, possiamo schematizzare nel seguente modo il funzionamento della pila.

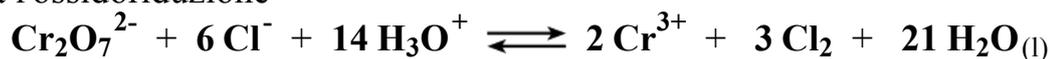


Calcolare quanto  $\text{ZnMn}_2\text{O}_4$  si forma per ogni coulomb erogato dalla cella.

[NOTA: si intende per una quantità di carica elettrica pari ad 1 Coulomb]

- 4) Una cella Daniell è stata preparata immergendo una barretta di rame in 100 mL di una soluzione 0.10 M di solfato di rame(II) e una barretta di zinco in 100 mL di una soluzione 0.10 M di solfato di zinco e quindi collegate mediante un opportuno ponte salino. La pila è stata collegata ad un circuito esterno (utilizzatore) e, dopo un certo periodo di funzionamento, si è trovato che la concentrazione del  $\text{CuSO}_4$  era 0.08 M. Calcolare quanti coulomb di elettricità sono stati erogati dalla cella.
- 5) Calcolare la f.e.m. di una cella costituita da un elettrodo normale a idrogeno collegato con una semicella in cui un elettrodo di **Ag** è immerso in una soluzione 1.0 molare di  $\text{AgNO}_3$ . Dire quale semicella funge da anodo.
- 6) Calcolare la f.e.m. per la seguente cella in cui tutte le specie sono in condizioni standard:  
 $\text{Pt}^0 / \text{Cr}^{2+}; \text{Cr}^{3+} // \text{Fe}^{3+}; \text{Fe}^{2+} / \text{Pt}^0$   
Scrivere la reazione chimica che si verifica durante l'erogazione di energia.
- 7) Calcolare la f.e.m. per la seguente cella:  
 $\text{Pt} / \text{Br}^- (0.05 \text{ M}); \text{Br}_2 (0.1 \text{ M}) // \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (0.04 \text{ M}); \text{H}_3\text{O}^+ (0.1 \text{ M}); \text{Cr}^{3+} (0.01 \text{ M}) / \text{Pt}$

8) Data l'ossidazione



dire se è spontanea (*nel verso in cui è scritta*) quando reagenti e prodotti sono tutti in condizioni standard. Calcolarne inoltre la costante di equilibrio.

9) Calcolare il potenziale di una semicella costituita da un elettrodo di **Pt** immerso in una soluzione di **NaCl** 0.25 M su cui viene fatto gorgogliare **Cl<sub>2</sub>** alla pressione di 0.3 atm. Dire se fungerebbe da anodo o da catodo se collegata con una seconda semicella costituita da un elettrodo di **Pt** immerso in una soluzione 1.0 M di **HCl** su cui viene fatto gorgogliare **H<sub>2</sub>** a 0.1 atm. Calcolare la f.e.m. della pila ottenuta.

10) Su di un elettrodo di **Pt** immerso in una soluzione di **HCl** 1.0 M viene inviata una miscela di idrogeno ed elio alla pressione di una atmosfera. Il potenziale della semicella risultante è di 0.07 V. Calcolare la pressione parziale di **H<sub>2</sub>** nella miscela.

11) Calcolare la f.e.m. della seguente cella a concentrazione, sapendo che il prodotto di solubilità di **Ag<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** è  $1.6 \times 10^{-5}$



12) Considerando i potenziali standard riportati in appendice dire se il cloro può ossidare l'ossigeno e calcolare la costante di equilibrio di tale ossidoriduzione. (Intende l'ossigeno delle molecole di acqua allo stato di ossidazione -2)

13) Una cella a concentrazione è costituita da un elettrodo normale a idrogeno e da una semicella a idrogeno ( $P_{\text{H}_2} = 1.0 \text{ atm}$ ) in cui la concentrazione degli ioni **H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>** è incognita. La f.e.m. della cella è di 0.170 Volt. Calcolare il pH della soluzione contenuta nella seconda semicella. (convenzionalmente  $\Delta E = -0.170 \text{ V}$ )

14) Una cella è costituita da due semicelle a idrogeno di cui una è in condizioni standard. La seconda semicella è costituita da un elettrodo di **Pt** immerso in una soluzione di **HCl** 1.0 M e su di esso viene fatta gorgogliare una miscela di idrogeno e argon a pressione atmosferica. Calcolare quale debba essere  $P_{\text{H}_2}$  nella miscela gassosa perchè la f.e.m. della cella sia 8.0 mV.

15) La pila Daniell è costituita da un elettrodo di zinco e un elettrodo di rame; in condizioni standard la sua forza elettromotrice vale 1.1 V. Calcolare il valore che deve avere il rapporto  $[\text{Zn}^{2+}] / [\text{Cu}^{2+}]$  affinché la pila produca una f.e.m. pari ad 1.0 V.

16) Utilizzando i potenziali standard in appendice, calcolare, a 25°C,  $K_{\text{eq}}$  per l'ossidazione (da bilanciare):  $\text{IO}_3^- + \text{I}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- 17) Data l'ossidazione:  $\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{HAsO}_2 + \text{I}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- a) Dire se è spontanea (*procede verso destra*) quando reagenti e prodotti sono tutti presenti in condizioni standard.
- b) Dire se la reazione è spontanea quando  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$  rimanendo inalterate le altre condizioni
- c) Dire a quale pH si inverte la reazione
- 18) Una barretta di 4.0 g di **Zn** viene immersa in 10.0 mL di una soluzione 0.5 M di **CuCl<sub>2</sub>**. Calcolare la costante di equilibrio i grammi di **Cu** che si sono depositati.
- 19) Calcolare la differenza di potenziale *E* per l'ossidazione di **Cu** a **Cu<sup>++</sup>** da parte di **NO<sub>3</sub><sup>-</sup>** (che si riduce a **NO**) a pH 8.0 in una soluzione in cui la concentrazione di tutte le specie, tranne **H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>**, sia 1.0 M. Dire se la reazione è spontanea.  
[NOTA: La spontaneità è intesa nel verso preso come riferimento ]
- 20) Una soluzione è, inizialmente,  $5.0 \times 10^{-2} \text{ M}$  in **SnCl<sub>2</sub>** e  $8.0 \times 10^{-2} \text{ M}$  in **FeCl<sub>3</sub>**. Avviene la reazione di ossidazione  $\text{Sn}^{2+} + 2 \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{Sn}^{4+} + 2 \text{Fe}^{2+}$ . Calcolare la concentrazione delle specie al raggiungimento dell'equilibrio.  
[NOTA: per  $[\text{Fe}^{3+}]$  residuo usare il calcolatore di equilibri presente nel sito]
- 21) Calcolare il  $\Delta G^\circ$  per la seguente reazione di ossidazione:



### SOLUZIONI

- 1) 0.146 litri
- 2) 2.05 L ;  $1.62 \times 10^4 \text{ C}$
- 3) 1.24 mg / C
- 4) 386 C
- 5) 0.80 V. L'elettrodo normale a idrogeno.
- 6) 1.18 V;  $\text{Cr}^{2+} + \text{Fe}^{3+} \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{2+}$
- 7) 0.08 V
- 8) no, è spontanea nel verso opposto ;  $K_{\text{eq}} = 9.1 \times 10^{-4}$
- 9)  $E_{\text{cella}} = 1.35 \text{ V}$   
Pt / H<sub>2</sub> (0.1 atm) ; H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (1.0 M) // Cl<sub>2</sub> (0.3 atm) ; Cl<sup>-</sup> (0.25 M) / Pt
- 10)  $4.3 \times 10^{-3} \text{ atm}$
- 11) 0.029 V
- 12) si;  $K_{\text{eq}} = 6.2 \times 10^8$
- 13) pH = 2.876
- 14) 0.536 atm
- 15) 2404
- 16)  $K_{\text{eq}} = 3.7 \times 10^{111}$
- 17) a) si; b) no; c) pH = 0.33
- 18)  $K_{\text{eq}} = 1.54 \times 10^{37}$  ; 0.318 g
- 19)  $E = -0.01 \text{ V}$  ; no
- 20)  $[\text{Fe}^{2+}] = 0.08 \text{ M}$ ;  $[\text{Sn}^{4+}] = 0.04 \text{ M}$ ;  $[\text{Sn}^{2+}] = 0.01 \text{ M}$ ;  $[\text{Fe}^{3+}] = 5.4 \times 10^{-12} \text{ M}$
- 21)  $\Delta G^\circ = -1.5 \times 10^2 \text{ kJ}$

## Alcuni potenziali elettrodi standard di riduzione a 25°C

Species	Reduction half-reaction	$E^\circ$ (V)
$F_2^\circ/F^-$	$F_{2(g)} + 2 e^- \longrightarrow 2 F^-_{(aq)}$	+2.87
$Au^+/Au^\circ$	$Au^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Au_{(s)}$	+1.69
$Ce^{4+}/Ce^{3+}$	$Ce^{4+}_{(aq)} + e^- \longrightarrow Ce^{3+}_{(aq)}$	+1.61
$MnO_4^- , H^+/Mn^{2+}, H_2O$	$MnO_4^-_{(aq)} + 8 H^+_{(aq)} + 5 e^- \longrightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 4 H_2O_{(l)}$	+1.51
$Cl_2^\circ/Cl^-$	$Cl_{2(g)} + 2 e^- \longrightarrow 2 Cl^-_{(aq)}$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-}, H^+/Cr^{3+}, H_2O$	$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+_{(aq)} + 6 e^- \longrightarrow 2 Cr^{3+}_{(aq)} + 7 H_2O_{(l)}$	+1.33
$O_2^\circ, H^+/H_2O$	$O_{2(g)} + 4 H^+_{(aq)} + 4 e^- \longrightarrow 2 H_2O_{(l)}$	+1.23
		<u><math>E^\circ = +0.82</math></u>
$IO_3^-/I_2^\circ$	$2 IO_3^-_{(aq)} + 12 H^+_{(aq)} + 10 e^- \longrightarrow I_{2(s)} + 6 H_2O_{(l)}$	+1.20
$Br_2^\circ/Br^-$	$Br_{2(l)} + 2 e^- \longrightarrow 2 Br^-_{(aq)}$	+1.09
$NO_3^- , H^+/NO, H_2O$	$NO_3^-_{(aq)} + 4 H^+_{(aq)} + 3 e^- \longrightarrow NO_{(g)} + 2 H_2O_{(l)}$	+0.96
$Ag^+/Ag^\circ$	$Ag^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Ag_{(s)}$	+0.80
$Fe^{3+}/Fe^{2+}$	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)}$	+0.77
$H_3AsO_4/HAsO_2$	$H_3AsO_4 + 2 H^+_{(aq)} + 2 e^- \longrightarrow HAsO_2 + 2 H_2O_{(l)}$	+0.56
$I_2^\circ/I^-$	$I_{2(s)} + 2 e^- \longrightarrow 2 I^-_{(aq)}$	+0.54
$O_2^\circ, H_2O/OH^-$	$O_{2(g)} + 2 H_2O_{(l)} + 4 e^- \longrightarrow 4 OH^-_{(aq)}$	+0.40
		<u><math>E^\circ = +0.82</math></u>
$Cu^{2+}/Cu^\circ$	$Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$	+0.34
$AgCl/Ag^\circ, Cl^-$	$AgCl_{(s)} + e^- \longrightarrow Ag_{(s)} + Cl^-_{(aq)}$	+0.22
$Sn^{4+}/Sn^{2+}$	$Sn^{4+}_{(aq)} + 2 e^- \longrightarrow Sn^{2+}_{(aq)}$	+0.15
$H^+/H_2^\circ$	$2 H^+_{(aq)} + 2 e^- \longrightarrow H_{2(g)}$	0.0
$Fe^{3+}/Fe^\circ$	$Fe^{3+}_{(aq)} + 3 e^- \longrightarrow Fe_{(s)}$	-0.04
$O_2^\circ, H_2O/HO_2^-, OH^-$	$O_{2(g)} + H_2O_{(l)} + 2 e^- \longrightarrow HO_2^-_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	-0.08
$Pb^{2+}/Pb^\circ$	$Pb^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \longrightarrow Pb_{(s)}$	-0.13
$Sn^{2+}/Sn^\circ$	$Sn^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \longrightarrow Sn_{(s)}$	-0.14
$Cd^{2+}/Cd^\circ$	$Cd^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \longrightarrow Cd_{(s)}$	-0.40
$Cr^{3+}/Cr^{2+}$	$Cr^{3+}_{(aq)} + e^- \longrightarrow Cr^{2+}_{(aq)}$	-0.41
$Fe^{2+}/Fe^\circ$	$Fe^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \longrightarrow Fe_{(s)}$	-0.44
$Zn^{2+}/Zn^\circ$	$Zn^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \longrightarrow Zn_{(s)}$	-0.76
$H_2O/H_2^\circ, OH^-$	$2 H_2O_{(l)} + 2 e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2 OH^-_{(aq)}$	-0.83
		<u><math>E^\circ = -0.42</math></u>
$Al^{3+}/Al^\circ$	$Al^{3+}_{(aq)} + 3 e^- \longrightarrow Al_{(s)}$	-1.66
$Mg^{2+}/Mg^\circ$	$Mg^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \longrightarrow Mg_{(s)}$	-2.36
$Na^+/Na^\circ$	$Na^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Na_{(s)}$	-2.71
$K^+/K^\circ$	$K^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow K_{(s)}$	-2.93
$Li^+/Li^\circ$	$Li^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Li_{(s)}$	-3.05

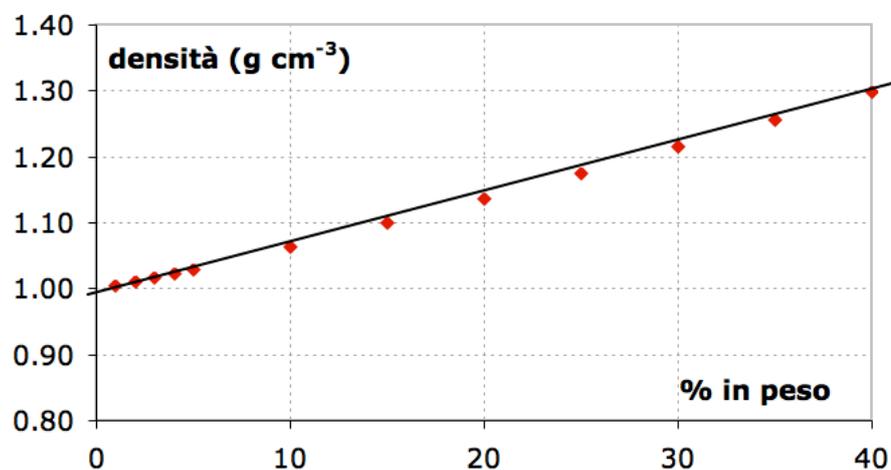
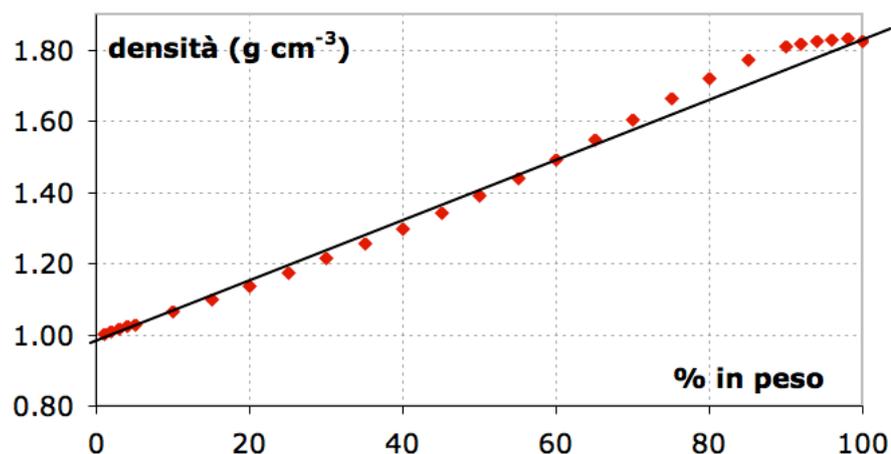
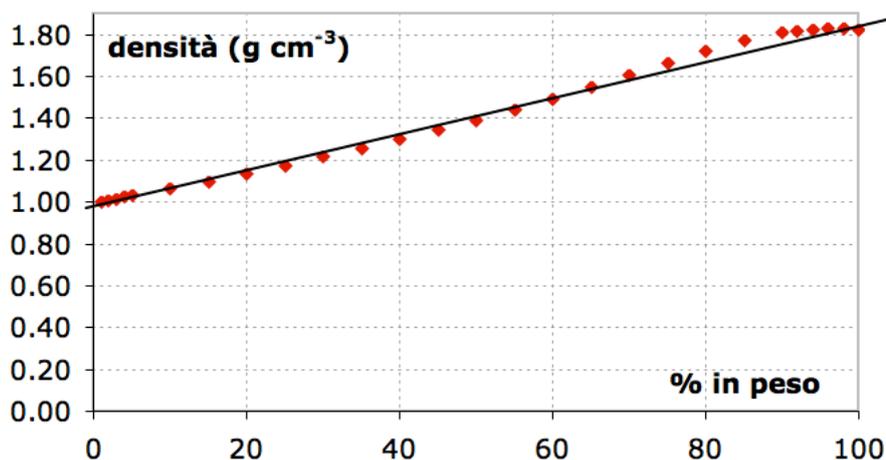
$E^\circ$  sono i potenziali elettrodi standard di riduzione ma a  $pH = 7$ .

# APPENDICI

In riferimento all'esercizio n.11 del capitolo "Concentrazione delle soluzioni", riporto la densità sperimentale delle soluzioni di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  in funzione della loro concentrazione espressa in % in massa. Si noti che l'andamento è solo approssimativamente lineare nella sua completa estensione, mentre risulta abbastanza lineare se ci si ferma alla concentrazione pari al 40% in massa con intercetta lievemente inferiore al valore unitario.

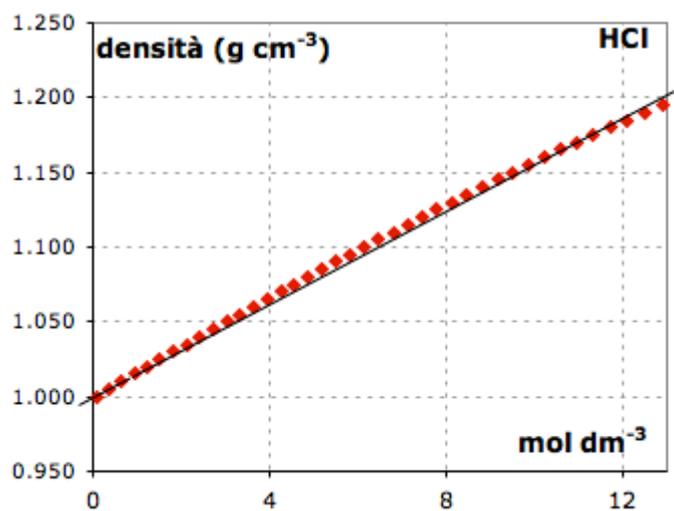
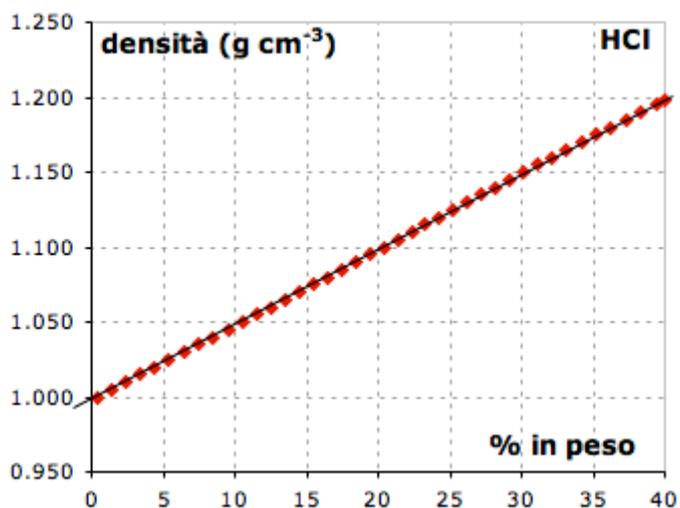
### Densità soluzioni acquose di $\text{H}_2\text{SO}_4$

Conc. % mas	densità $\text{g cm}^{-3}$
1	1.004
2	1.010
3	1.017
4	1.023
5	1.030
10	1.064
15	1.099
20	1.137
25	1.175
30	1.215
35	1.256
40	1.299
45	1.344
50	1.391
55	1.441
60	1.494
65	1.549
70	1.606
75	1.664
80	1.722
85	1.773
90	1.809
92	1.819
94	1.826
96	1.831
98	1.831
100	1.826



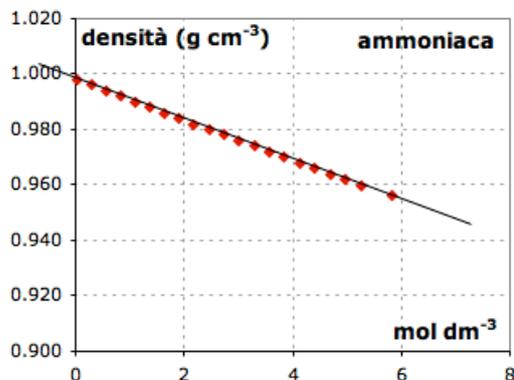
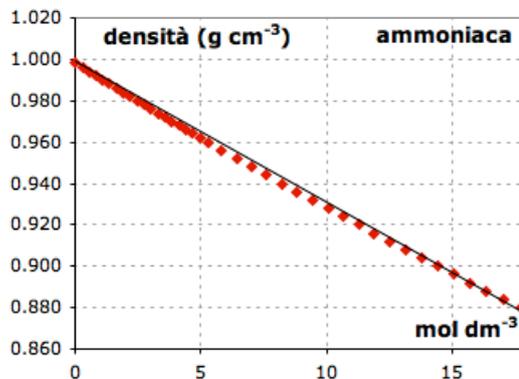
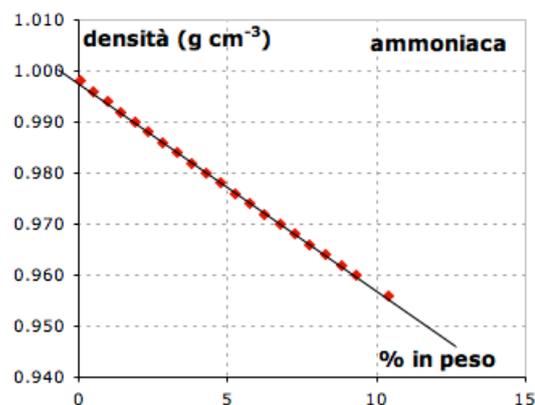
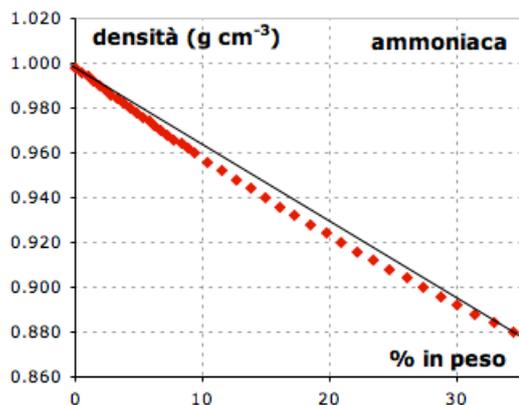
## Densità soluzioni acquose di HCl

Conc. % mas	Conc. mol dm <sup>-3</sup>	densità g cm <sup>-3</sup>
0.36	0.09874	1.000
1.36	0.3749	1.005
2.364	0.6548	1.010
3.374	0.9393	1.015
4.388	1.228	1.020
5.408	1.52	1.025
6.433	1.817	1.030
7.464	2.118	1.035
8.49	2.422	1.040
9.51	2.726	1.045
10.52	3.03	1.050
11.52	3.333	1.055
12.51	3.637	1.060
13.5	3.943	1.065
14.49	4.254	1.070
15.48	4.566	1.075
16.47	4.879	1.080
17.45	5.193	1.085
18.43	5.51	1.090
19.41	5.829	1.095
20.39	6.152	1.100
21.36	6.473	1.105
22.33	6.798	1.110
23.29	7.122	1.115
24.25	7.449	1.120
25.22	7.782	1.125
26.2	8.12	1.130
27.18	8.461	1.135
28.18	8.811	1.140
29.17	9.16	1.145
30.14	9.506	1.150
31.14	9.864	1.155
32.14	10.22	1.160
33.16	10.59	1.165
34.18	10.97	1.170
35.2	11.34	1.175
36.23	11.73	1.180
37.27	12.11	1.185
38.32	12.5	1.190
39.37	12.9	1.195
40	13.14	1.198



## Densità soluzioni acquose di ammoniaca

Conc. % mas	Conc. mol dm <sup>-3</sup>	densità g cm <sup>-3</sup>
0.0465	0.0273	0.998
0.512	0.299	0.996
0.977	0.57	0.994
1.43	0.834	0.992
1.89	1.1	0.990
2.35	1.36	0.988
2.82	1.63	0.986
3.3	1.91	0.984
3.78	2.18	0.982
4.27	2.46	0.980
4.76	2.73	0.978
5.25	3.01	0.976
5.75	3.29	0.974
6.25	3.57	0.972
6.75	3.84	0.970
7.26	4.12	0.968
7.77	4.41	0.966
8.29	4.69	0.964
8.82	4.98	0.962
9.34	5.27	0.960
10.4	5.84	0.956
11.49	6.42	0.952
12.58	7	0.948
13.71	7.6	0.944
14.88	8.21	0.940
16.06	8.83	0.936
17.24	9.44	0.932
18.45	10.06	0.928
19.67	10.67	0.924
20.88	11.28	0.920
22.12	11.9	0.916
23.39	12.52	0.912
24.68	13.16	0.908
26	13.8	0.904
27.33	14.44	0.900
28.67	15.08	0.896
30	15.71	0.892
31.37	16.36	0.888
32.84	17.05	0.884
34.35	17.75	0.880



## NOTE sul peso equivalente (PE) e Normalità

Gli equivalenti normalizzano i coefficienti stechiometrici rendendoli tutti uguali ovvero "quantità equivalenti". Si ottiene il "Peso Equivalente" o "Massa Equivalente" di una specie chimica o di un gruppo atomico dividendo l'effettivo peso (espresso in **unità di massa atomica** o  $u$  coincidente con la massa molare espressa in  $\text{g mol}^{-1}$ ) per un coefficiente " $a$ " ricavabile dal minimo comune multiplo dei coefficienti stechiometrici che compaiono nello schema di reazione.

$$PE = \frac{PM}{a}$$

Il coefficiente  $a$  dipende sempre dalla specifica reazione nella quale la sostanza partecipa, ma nella gran parte dei casi:

**Per reazioni non redox**, il coefficiente  $a$  è uguale al numero di cariche positive o negative ottenute per dissociazione reale o formale del composto considerato (con attenzione ad eventuali reazioni consecutive).

**Per reazioni redox**, il coefficiente  $a$  è uguale al numero di elettroni trasferiti "per molecola" del composto considerato nello schema di reazione (con attenzione alle reazioni di disproportionazione dirette o inverse).

Per i composti binari, il PE complessivo è dato dalla somma dei pesi equivalenti degli elementi presenti (*vedi alcuni esempi per composti binari in questa pagina*).

Per i composti complessi il PE può essere considerato rispetto ad un elemento o rispetto ad un gruppo atomico (vedi esercizi 6 e 8 del capitolo "Peso equivalente, valenza, peso atomico").

$$n.eq = \frac{m(g)}{PE} = \frac{m(g)}{PM/a} = \frac{m(g)}{PM} \cdot a = n.moli \cdot a$$

$$M = \frac{n.moli}{V_{(L)}} = \frac{m(g)}{PM \cdot V_{(L)}}$$

$$N = \frac{n.eq}{V_{(L)}} = \frac{m(g)}{PE \cdot V_{(L)}} = \frac{m(g)}{PM \cdot V_{(L)}} \cdot a = M \cdot a$$

### Esempi per alcuni composti binari:

$$PE(\text{CaCl}_2) = \frac{PM}{2} = \frac{PA(\text{Ca}) + 2 \cdot PA(\text{Cl})}{2} = \frac{PA(\text{Ca})}{2} + PA(\text{Cl}) = PE(\text{Ca}) + PE(\text{Cl})$$

$$PE(\text{AlCl}_3) = \frac{PM}{3} = \frac{PA(\text{Al}) + 3 \cdot PA(\text{Cl})}{3} = \frac{PA(\text{Al})}{3} + PA(\text{Cl}) = PE(\text{Al}) + PE(\text{Cl})$$

$$PE(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{PM}{6} = \frac{2 \cdot PA(\text{Al}) + 3 \cdot PA(\text{O})}{6} = \frac{PA(\text{Al})}{3} + \frac{PA(\text{O})}{2} = PE(\text{Al}) + PE(\text{O})$$

# Principio dell'equivalenza applicato all'ANALISI TITRIMETRICA

Ha come scopo di base la determinazione analitica del “titolo” di una soluzione di una sostanza qualitativamente nota ma a “titolo” incognito o non precisamente noto [titolo = valore della concentrazione].

Le titolazioni, nel senso più ampio del termine, si effettuano anche per determinare altri parametri Chimico-Fisici delle sostanze su cui si sta indagando.

Le reazioni implicate in questo genere di indagine sono di vario tipo, noi ci limiteremo a quelle di base

- a) REAZIONI ACIDO-BASE
- b) REAZIONI DI PRECIPITAZIONE QUANTITATIVA
- c) REAZIONI REDOX

Una titolazione consiste nell'aggiunta graduale di una soluzione di un titolante a concentrazione nota ad una precisa aliquota di soluzione della sostanza a concentrazione incognita.

In tutti i casi è necessario trovare un sistema che ci permetta di determinare il momento in cui gli equivalenti della sostanza utilizzata come titolante uguagliano quelli presenti nella soluzione della sostanza da titolare. Quando si verifica questa condizione si interrompe il processo o si continua se il sistema permette una registrazione dell'operazione effettuata (es. titolazioni conduttometriche, pH-metriche o potenziometriche con registrazione, quelle condotte con strumenti che misurano Conduttanza, Assorbanza o Emissione etc. etc.)

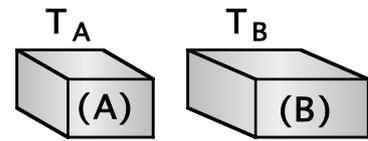
Per le **titolazioni acido-base** condotte senza strumenti, per definire il raggiungimento del punto equivalente, vengono utilizzati i normali indicatori acido-base, opportunamente scelti in base al tipo di sostanze utilizzate.

Per le **titolazioni redox** può essere utilizzato come indicatore il titolante stesso se intensamente colorato (caso della permanganometria in cui il punto di equivalenza è indicato dal colore del permanganato in eccesso). In altri casi si utilizzano sostanze che cambiano di colore per reazione con il titolante, ma che devono avere un potenziale tale da reagire solo dopo la sostanza da titolare ha reagito completamente con il titolante. Oppure ancora si possono utilizzare strumenti che registrano il potenziale elettrodico.

Per le **titolazioni di precipitazione** e altri approfondimenti vi rimando alla Chimica Analitica.

## Temperatura di equilibrio

Si considerino due corpi (A e B), costituiti da due sostanze chimiche pure, perfettamente isolati



dall'ambiente, ciascuno con la propria massa, con il proprio numero di moli e con la propria temperatura e con la propria capacità termica molare ( $C_{p,m,A}$  e  $C_{p,m,B}$ ).

Quando i due corpi sono messi in contatto, fluirà una certa quantità di calore dal corpo a temperatura maggiore verso quello a temperatura minore e, se supponiamo costanti le capacità termiche molari avremo:

$$q_A = C_{p,m,A} \cdot \Delta T_A \cdot n.moli_A \quad (1)$$

$$q_B = C_{p,m,B} \cdot \Delta T_B \cdot n.moli_B \quad (2)$$

La quantità di calore persa da uno dei due, in assenza di perdite, sarà uguale a quella acquistata dall'altro. Il segno di  $q_A$  e  $q_B$  dipenderà dal segno dei relativi  $\Delta T$ : se uno dei due risulta positivo, ovviamente, l'altro risulterà negativo. Allo scopo di ottenere l'uguaglianza dei due valori anche nel segno sarà necessario porre

$$q_A = -q_B \quad (3a)$$

oppure (nel senso che è la stessa cosa)

$$q_B = -q_A \quad (3b)$$

**Se usiamo la (3a)**

$$C_{p,m,A} \cdot \Delta T_A \cdot n.moli_A = -C_{p,m,B} \cdot \Delta T_B \cdot n.moli_B$$

$$C_{p,m,A} \cdot (T_{eq.} - T_A) \cdot n.moli_A = -C_{p,m,B} \cdot (T_{eq.} - T_B) \cdot n.moli_B \quad (4a)$$

**Se usiamo la (3b)** otteniamo una espressione identica (basta spostare il segno)

$$-C_{p,m,A} \cdot \Delta T_A \cdot n.moli_A = C_{p,m,B} \cdot \Delta T_B \cdot n.moli_B$$

$$-C_{p,m,A} \cdot (T_{eq.} - T_A) \cdot n.moli_A = C_{p,m,B} \cdot (T_{eq.} - T_B) \cdot n.moli_B \quad (4b)$$

Si può “nascondere” il segno (-) nelle 4 invertendo la differenza: si ottengono due espressioni solo apparentemente diverse, ma l'uguaglianza persiste ancora.

$$C_{p,m,A} \cdot (T_{eq.} - T_A) \cdot n.moli_A = C_{p,m,B} \cdot (T_B - T_{eq.}) \cdot n.moli_B \quad (5a)$$

$$C_{p,m,A} \cdot (T_A - T_{eq.}) \cdot n.moli_A = C_{p,m,B} \cdot (T_{eq.} - T_B) \cdot n.moli_B \quad (5b)$$

Entrambe danno il seguente unico risultato:

$$T_{eq.} = \frac{C_{p,m,A} \cdot T_A \cdot n.moli_A + C_{p,m,B} \cdot T_B \cdot n.moli_B}{C_{p,m,A} \cdot n.moli_A + C_{p,m,B} \cdot n.moli_B}$$

**NOTA:** Le espressioni (4) e (5) sono sempre valide se le temperature sono espresse in Kelvin