

ESERCIZI SELEZIONATI

Scienze Biologiche

| | |
|---|---------|
| Reazioni redox | pag. 1 |
| Unità chimiche di massa – Moli | pag. 3 |
| Calcoli stechiometrici fondamentali | pag. 6 |
| Leggi dei gas | pag. 11 |
| Reazioni riguardanti gas | pag. 12 |
| Concentrazione delle soluzioni | pag. 16 |
| Analisi titrimetrica (note) | pag. 21 |
| Reazioni e analisi titrimetrica | pag. 22 |
| Proprietà colligative | pag. 27 |
| Equilibri chimici | pag. 30 |
| Equilibri in soluzione e pH | pag. 37 |
| Equilibri di solubilità | pag. 45 |

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 nel sito che, pertanto, vi chiedo di andare a controllare]

- 1) Ossidazione del rame a solfato di rame mediante acido solforico a caldo (il prodotto di riduzione è 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 (CH_3CHO) 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 NaOH . (il prodotto di riduzione dell'ipoclorito è il cloruro)
- 11) Dismutazione del cloro in presenza di NaOH , a freddo. Il prodotto di ossidazione è l'ipoclorito.
- 12) Dismutazione del cloro in presenza di NaOH , a caldo. Il prodotto di ossidazione è il clorato.
- 13) Dismutazione dello zolfo in presenza di NaOH . Si formano solfuro e tiosolfato.

- 14) Dismutazione del fosforo in presenza di **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 **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 **KOH**. Il prodotto di riduzione è il cloruro.
- 18) Il dicromato di potassio, in ambiente acido per acido solforico, ossida l'ossalato di sodio (**Na₂C₂O₄**) a **CO₂**.
- 19) Bilanciare opportunamente il seguente processo:

$$\mathbf{K_2Cr_2O_7 + SO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O}$$
- 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 (**H₂C₂O₄**) a **CO₂** 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 "grammolecole", "grammoatomi", "grammoioni", "grammoformule".
Le espressioni "vi sono in", "contenuti in", "in" con riferimento alla relazione moli<->grammi di specifiche sostanze sono da intendersi come "corrispondono a"]

Esempi svolti in aula

- a) Calcolare la massa corrispondente a 4.25 moli di zinco [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) [11.98 g; 0.188 mol]
- c) Calcolare il numero di molecole presenti in 5.11 grammi di cloruro di idrogeno. [8.42×10²²]
- d) Convertire 60000 molecole di fosfato tricalcico in grammi. [3.1×10⁻¹⁷ g]
- e) 2.71 ×10¹⁹ 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 e quante moli di acqua ci sono in un campione di 10 grammi di solfato di rame pentaidrato? [0.04 mol: 0.2 mol]

-
- 1) Quante moli di zolfo, S, "vi sono in" 80.25 g di zolfo ?
 - 2a) Quante moli di **CdCl₂** "vi sono in" 62.32 g di questo sale ?
 - 2b) Quante moli di materia sono presenti in 100 grammi di ciascuno dei seguenti composti? a) **H₂O**; b) **CH₄**; c) **NaNO₂**; d) **K₂SO₄**; e) **Ca₃PO₄**
 - 2c) Quanti grammi di massa corrispondono (sono presenti in) 0.2 moli di ciascuno dei seguenti composti? a) **H₂O**; b) **CH₄**; c) **NaNO₂**; d) **K₂SO₄**; e) **Ca₃PO₄**
 - 3) a) - Quanti grammi di acido solforico "vi sono in" 0.25 moli di **H₂SO₄** ?
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 "contenuti in" 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:
a) - 4 millimoli di acido nitrico o in 80 mg di questo acido ?
b) - 4 moli di nitrato di calcio o in 1 kg di cloruro di piombo ? [piombo(II)]
c) - 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;
 - 6.0×10^{16} molecole di diossido di carbonio in moli.
- 8) Quante moli di ferro e zolfo “sono contenute”:
- in una mole di FeS_2 (pirite);
 - in 1 kg di questo composto ?
- 9) 2.71×10^{19} molecole di un composto hanno massa di 3.76 mg. Qual è il peso molecolare ?
- 10) 1.8×10^{19} molecole di NO_2 vengono "allontanate" da 10 mg di NO_2 ; quante moli di 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 contenute.
- 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 cm^3 di piombo, la cui densità è 11.3 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 g mol^{-1} (70.5%) e 64.96 g mol^{-1} (29.5%). Calcolare il peso atomico del rame.

CALCOLI STECHIOMETRICI FONDAMENTALI

[NOTA: le percentuali, se non altrimenti specificato, si intendono in massa]

Esempi ed esercizi svolti in aula

- a) Determinare la composizione percentuale del solfato di sodio anidro
[Na 32.4%; S 22.6%; O 45%]
- b) Determinare la composizione percentuale del nitrato di potassio
[K 38.67%; N 13.85%; O 47.47%]
- c) Esercizio n. 11
- d) 6.456 g di un composto contengono 1.018 g di Alluminio, 1.816 g di zolfo e ossigeno. Determinare la formula empirica del composto. [Al₂S₃O₁₂]
- e) Determinare quanti grammi di idrossido di sodio si possono ottenere trattando 0.5 kg di un campione di carbonato di sodio, puro al 93%, con un eccesso di idrossido di calcio. [351.2]
- f) Calcolare i grammi di idrossido di calcio e acido fosforico che si devono far reagire per preparare 20 grammi di fosfato tricalcico. [14.30 g: 12.64 g]
- g) 0.7245 g di un campione di nitrato di argento, impuro per altro materiale solubile in H₂O, viene disciolto in H₂O e trattato con una soluzione di acido cloridrico. Si ottiene la precipitazione di 0.588 g di cloruro di argento. Determinare la purezza percentuale del campione. [96.2%]
- h) Eserc. n. 9; i) Eserc. n. 15; l) Eserc. n. 17; m) Eserc. n. 35; n) Eserc. n. 38

-
- 1) Calcolare la percentuale del cromo nel carbonato di cromo (III).
- 2) Determinare la composizione percentuale dell'allume ferrico:
K₂SO₄Fe₂(SO₄)₃·24 H₂O
- 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'esantiro cerato di ammonio
(NH₄)₂Ce(NO₃)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 $\text{Mg}_3(\text{AsO}_3)_2$
- 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: $\text{Fe} = 28\%$; $\text{S} = 24\%$; $\text{O} = 48\%$. 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 As_2O_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: Fe_2O_3]
- 17) Quanti grammi di acido fosforico al 30% devono essere pesati per avere tre moli di anidride fosforica, P_4O_{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 K_2SO_4 e 4 moli di KCl . Calcolare la percentuale di potassio nella miscela.

- 20) L'analisi di un gas ha fornito i seguenti risultati: 10.4 g di Zolfo e 25.4 g di fluoro. Qual è la formula empirica del composto?.
- 21) Grammi 0.5 di una miscela di Fe_2O_3 e Al_2O_3 contiene 0.0946 g di ferro. Calcolare il peso di Al_2O_3 nella miscela. [peso = intende massa]
- 22) L'analisi di un solido marrone scuro ha fornito i seguenti risultati: 69.6% di manganese e 30.4 di ossigeno. Determinare la formula empirica del composto.
- 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) 234 grammi di cloruro di sodio e un eccesso di acido solforico vengono usati per preparare acido cloridrico. Scrivere la reazione e calcolare il peso (massa) di acido cloridrico formato.
- 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]
- 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) Calcolare quanti grammi idrossido di calcio e quanti grammi carbonato di sodio occorrono in teoria per preparare 500 grammi di idrossido di sodio..
- 28) Facendo reagire una soluzione di nitrato di piombo(II) con cromato di potassio, si ottengono 0.393 grammi di precipitato di cromato di piombo(II). Scrivere la reazione e calcolare i grammi di nitrato di piombo inizialmente presenti nella soluzione.
- 29) 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.
- 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) La soda caustica (**NaOH**) è spesso preparata commercialmente facendo reagire il carbonato di sodio con l'idrossido di calcio. Scrivere la reazione e determinare quanti grammi di **NaOH** si possono ottenere, in teoria, trattando 1.0 kg di carbonato di sodio con il necessario quantitativo di idrossido di calcio.
- 32) Quanta massa di fosforo è contenuta in uno scheletro umano del peso di 11 kg sapendo che il 58% è rappresentato da fosfato tricalcico ?
- 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 ?
- 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 (o alcool metilico: **CH₃OH**) è un liquido la cui densità è 0.792 g cm⁻³. Si calcoli la massa teorica di idrogeno contenuta in 6.50×10² cm³ di metanolo.
- 40) 3.18 g di rame puro sono stati opportunamente trattati con ossigeno. Il rame venne completamente ossidato trasformandosi in un ossido puro il cui peso era pari a 3.98 g. Di quale ossido si tratta ?

SOLUZIONI

- 1) 36.7%
- 2) K: 7.7% Fe: 11.0% S: 12.7% O: 63.9% H: 4.7%
- 3) 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) CuCl_2
- 14) As: 18.25%
- 15) NaCl: 36.1 %
- 16) 560 kg
- 17) 3920 g
- 18) 5.65 mol
- 19) K: 49%
- 20) SF_4
- 21) g 0.371 Al_2O_3
- 22) Mn_2O_3
- 23) 69.7 g
- 24) 146.1 g
- 25) H_2O : 3.15 g
- 26) a) C: 59.8% H: 13.1% O: 27.1% b) $\text{H}_8\text{C}_3\text{O}$
- 27) 463.12 g di idrossido e 662.5 di carbonato
- 28) 0.403 g
- 29) Ossido di alluminio di 11.69 g
- 30) a) $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ b) K_2CrO_4 c) $\text{Sn}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$
- 31) 754 g
- 32) 1.27 kg
- 35) a) HCl in eccesso di 0.149 moli b) 22.2 g
- 38) 16.25 g NaHSO_3
- 39) 64.3 g
- 40) CuO

LEGGI DEI GAS

[NOTA: Attualmente per condizioni normali o standard si intende: 0°C e 1 bar (per questa serie di esercizi usare 1 atm = 760 mmHg). Nel presente testo considerare i seguenti significati:
c.n.= condizioni normali; PM = peso molecolare = massa molare in u.m.a.]

Esempi ed esercizi svolti in aula

Svolti in maniera simbolica i numeri 3, 6 e 8 (usando sempre l'eq. di stato)

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

| P_{iniz.} (mmHg) | V_{iniz.} (mL) | T_{iniz.} (°C) | → | P_{finale} (mmHg) | V_{finale} (mL) | T_{finale} (°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°C. A che pressione il volume risulta triplicato se la temperatura viene portata a 100°C ?
- 3) Una massa di ossigeno a 20°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°C a 40°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°C a pressione costante ?
- 5) Una certa quantità di elio si trova in un recipiente di 15 litri alla temperatura di 20°C e alla pressione di 760 mmHg. La temperatura è portata a 400 °C ed il volume ridotto a 1.5 litri. Calcolare la pressione dell'elio in queste condizioni.
- 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°C.
- 7) Un gas occupa, a 22°C e 760 mmHg, il volume di 5.0 litri. Si calcoli il volume che lo stesso gas occuperebbe a 122°C e alla pressione di una atmosfera.
- 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°C e 750 mmHg.

- 9) Trovare: **a)** quanti grammi di gas azoto sono contenuti in una bombola di 20.7 litri a 25°C e 220 atm; **b)** la pressione residua quando ne sono stati tolti 3.6 kg.
- 10) 820 mL di un gas, a 35°C e 800 mmHg, pesano 2.46 g. Calcolare il peso molecolare del gas.

SOLUZIONI

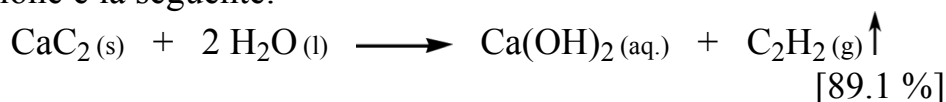
- 1) **a)** $p = 217.2 \text{ mmHg}$; **b)** $V = 433.1 \text{ mL}$; **c)** $T = 136.39 \text{ K}$
 2) $p = 322.8 \text{ mmHg}$ **3)** $p = 1110 \text{ mmHg}$
 4) **a)** vol. iniziale; **b)** vol. finale; **c)** temperatura iniziale
 5) 22.96 atm **6)** 3.54×10^7 molecole
 7) 6.7 litri **8)** $PM = 115.94 \text{ g mol}^{-1}$
 9) **a)** 5.21; **b)** 67.9 atmosfere
 10) $PM = 71.97 \text{ g mol}^{-1}$

REAZIONI riguardanti GAS

[NOTA: Per condizioni normali o standard si intende: 0°C e 1 bar (per questa serie di esercizi usare 1 atm = 760 mmHg). Nel presente testo considerare i seguenti significati:
 c.n.= condizioni normali; PM = peso molecolare ovvero massa molare in u.m.a. = g/mol]

Esempi ed esercizi svolti in aula

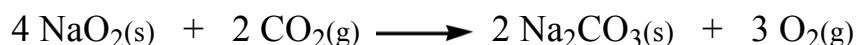
- a)** Una bombola contiene azoto gassoso alla pressione di 150 atmosfere e alla temperatura di 22°C. Sapendo che il volume interno della bombola è di 75000 c.c., si calcoli la massa di azoto contenuta nella bombola. (c.c. = cm³)
 [13 kg]
- b)** Nella combustione all'aria di una certa quantità di etano 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]
- c)** 4.5 grammi di un campione contenente carburo di calcio (CaC₂) ed altro materiale inerte, vengono trattati con acqua. L'acetilene che si sviluppa viene essiccato e convogliato in un recipiente di 3.25 litri. La pressione risultante, a 25°C, è di 358 torr. Calcolare la percentuale di CaC₂ contenuto nel campione. La reazione è la seguente:



d) In 100 mL di una soluzione acido per acido solforico di $K_2Cr_2O_7$ sono contenuti 2 grammi di questo sale. Gorgogliando solfuro di diidrogeno (acido solfidrico), nella soluzione si verifica la riduzione del dicromato e la formazione di zolfo elementare. Bilanciare la reazione redox e calcolare il volume teorico di gas, misurato a 1 atm. e $25^\circ C$, necessario a ridurre tutto il dicromato presente in soluzione. [0.5 L]

e) Determinare il volume di ossigeno gassoso, misurato a $18^\circ C$ 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_2 misurati a c.n. (usare 1 atm. e $0^\circ C$). [3.83 L]

f) L'anidride carbonica (CO_2) reagisce con il superossido di sodio secondo la seguente reazione:



Calcolare la massa in grammi di superossido di sodio teoricamente necessaria ad eliminare 10 litri di CO_2 a 25° e 100 mmHg. [5.94 g]

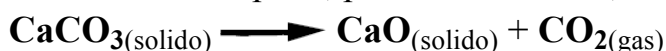
g) A temperature ben oltre $100^\circ C$, il tetracloruro di silicio gassoso reagisce con il vapore acqueo $H_2O(g)$ formando diossido di silicio solido e cloruro di idrogeno gassoso. Calcolare il volume di $HCl(g)$, misurato a c.n. (usare 1 atm. e $0^\circ C$) prodotto da 103.6 grammi di $SiCl_4$. [54.69 L]

1) Che volume di ossigeno misurato a c.n. si può ottenere dal riscaldamento di 10 g 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_2H_5OH).

3) 15 g di alluminio reagiscono con acido cloridrico liberando idrogeno. Calcolare il volume di idrogeno misurato a $20^\circ C$ e 780 mmHg

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



Si calcoli il volume di anidride carbonica (misurato a $20^\circ C$ 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 1.0 kg di pirolusite, che ha un titolo del 78.5 % in MnO_2 , 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) 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:

$$\text{HCOONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$$
 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 Litri CO₂ ; 67.2 Litri H₂O (?????)
3) 19.6 Litri
4) a) 0.24 litri; b) 44%
5) 4.375 g CaO ; 1.75 Litri CO ; 1.75 Litri CO₂
6) 1.31 Litri
7) Mg indisciolto = 13.12 g ; H₂ = 4.48 Litri
8) 202.3 Litri
9) a) 12.25 g; b) 2.16 litri
10) 1.74 Litri
11) 15.4 × 10³ Litri
12) 34 g
13) 64.6%
14) 4533 g
15) 57.45
16) 7%

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]

Esempi ed esercizi svolti in aula

- 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% , $d = 1.188 \text{ g cm}^{-3}$
- [a: 0.0467; b: 0.0398; c: 12.38] mol dm⁻³
- 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 H₂O₂.
- [a: 9.79 mol dm⁻³; b: 12.6 mol kg⁻¹; 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.m.a.
 - b) Dicromato di potassio (redox acida) PM = 294.48
 - c) Acido solforico (reaz. acido-base) PM = 98
- [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 $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ in 80 mL di soluzione (redox $\rightarrow \text{CO}_2$)

b) 83 g di solfuro di sodio in 1.5 litri di soluzione (redox $\rightarrow \text{SO}_2$)

[a: 0.0233 eq. dm^{-3} ; b: 4.256 eq. dm^{-3}]

Sul concetto di diluizione

a) Sia data una soluzione di cloruro di sodio 0.1 M. 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 con 120 mL di idrossido di sodio la cui concentrazione è 31 mg/mL ? [28 mL]

d) Eserc. n. 22; **e)** Eserc. n. 24; **f)** Eserc. n. 25;

1) Eseguire le conversioni delle concentrazioni delle seguenti soluzioni indicate:

a) H_2SO_4 3 M in normalità; **b)** $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0.35 N in molarità;

c) Na_2SO_4 5 g/litro in molarità; **d)** 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 CuSO_4 M, 80 mL di soluzione con concentrazione pari a 20 mg/mL (**NOTA:** *Che volume è necessario per preparare*)

- 6) L'ammoniaca concentrata è una soluzione "acquosa" al 26% in massa di 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 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: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$]
- 10) Determinare le frazioni molari dei componenti l'alcool etilico al 95% .
[i componenti sono acqua e alcool etilico $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$]
- 11) In una soluzione acquosa di alcool metilico (CH_3OH), l'alcool è presente con la frazione molare pari a 0.2. Determinare la molalità dell'alcool nella soluzione.
- 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 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 g/mL. Quanto solfato di rame pentaidrato si può ottenere da un litro di questa soluzione ?
- 16) Quale 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 g/cm^3 ?
- 17) A quale volume devono essere portati 500 mL di H_2SO_4 al 90% per ottenere una soluzione 10 normale ? La densità dell'acido solforico al 90% è di 1.81 g/mL.
- 18) Quanti grammi di acqua devono essere aggiunti a 10 mL di H_2SO_4 36 N, densità 1.8 g/mL, per ottenere una soluzione al 5% ?

- 19) 10 mL di acido solforico diluito di densità 1.1 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. Calcolare:
- la molarità;
 - la normalità;
 - la molalità;
 - la frazione molare
 - la percentuale in peso.
- 21) 17.62 mg di **AgCl** vengono ottenuti aggiungendo un eccesso di **AgNO₃** a 80 mL di una soluzione di cloruro di calcio. Calcolare la normalità della soluzione di **CaCl₂**.
- 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 **H₂SO₄** contenuto in 50 mL di una soluzione di **H₂SO₄** 0.526 M ?
- 24) Quanti grammi di acqua sono necessari per preparare una soluzione al 25% in sale anidro partendo da 100 g di **Na₃PO₄·12H₂O** ?
- 24b) Da 100 g di **MgCl₂·6H₂O** 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 **ZnCl₂** formato.
- 26) Completare la seguente tabella per soluzioni acquose:
- | soluto | Massa di soluto | Volume (dm ³) | Molarità (mol dm ⁻³) |
|--|-----------------|---------------------------|----------------------------------|
| NaHCO ₃ | 2.52 | 0.125 | (a) |
| C ₃ H ₈ O ₃ | (b) | 0.800 | 3.50 |
| SrCl ₂ | 2.30 | (c) | 1.45 |
| Fe(NO ₃) ₃ | (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]

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 H₂O a 10 mL di CuSO₄ 1 M
6) 13.8 M; 13.8 N 7) 173 mg/mL
8) 56 mL
10) $\chi_{\text{etanolo}} = 0.881$; $\chi_{\text{H}_2\text{O}} = 0.119$
11) $m_{\text{CH}_3\text{OH}} = 13.87 \text{ mol kg}^{-1}$ 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 %
21) 1.54×10^{-3} 22) 0.685 g
23) 1.92 g 24) 72.64 g
24b) 134 g 25) $3.5 \times 10^{-2} \text{ N}$; 2.07 g
26) a) 0.24 b) 258 c) 0.01 d) 14.8
27) 0.175 M

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 (piaccametri), per definire il raggiungimento del punto equivalente, vengono utilizzati degli indicatori acido-base, opportunamente scelti in base alla forza dell'acido e della base utilizzati.

Per le **titolazioni in cui si forma un precipitato** (sostanze pochissimo solubili), si ricorre, dopo opportune procedure, alla determinazione della massa del solido che si è separato dalla fase liquida.

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.

REAZIONI E ANALISI TITRIMETICA

[NOTA: L'anione tetrionato è $\text{S}_4\text{O}_6^{--}$ (si forma generalmente per ossidazione del tiosolfato ; l'anione ossalato è $\text{C}_2\text{O}_4^{--}$ (la sua ossidazione produce CO_2)]

Esempi svolti in aula

Esempi di reazione ACIDO-BASE

- 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 4.3×10^{-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⁻³]

Esempi di 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) 7.62 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. [1.54×10^{-3} mol dm⁻³]
- d2) Es. n. 11 (reaz. Acido – Base)

Esempio di reazione redox

- e) 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]
-

- 1) Calcolare il peso di soluto espresso in grammi presente nelle seguenti soluzioni:
- a) 30 mL di AgNO_3 0.05 N; b) 2 Litri di HCl 2.5 N
c) 3 dm³ di H_2SO_4 1.5 N d) 1.5 Litri di Na_2CO_3 2 N
- 2) Come può essere preparata ciascuna delle seguenti soluzioni:
- a) 150 mL 0.1 N di NaOH partendo da NaOH solido;
b) 100 mL 0.1 N di NH_3 partendo da una soluzione 1.1 N;
c) 1.5 dm³ 0.05 N di Ba(OH)_2 partendo da BaO solido;
d) 150 mL 0.15 N di HCl partendo da HCl 12 N.
- 3) Che quantità delle sostanze elencate reagisce con 20 mL di NaOH 0.1 N:
- a) 0.05 N di HCl ; b) 0.05 N di H_2SO_4 ; c) mg di HCl ; d) mg di H_2SO_4
- 4) Che quantità di sostanza sulla colonna destra reagisce con la corrispondente quantità indicata sulla sinistra:
- a) 30 mL 0.15 N di KMnO_4 (soluz. acida) a) ? mg di $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$
b) 30 mL 0.15 N di KMnO_4 b) ? mL 0.1 M di H_2S (a zolfo elementare)
c) 30 mL 0.15 M di KMnO_4 c) ? mL 0.1 M di H_2S (a zolfo elementare)
d) 0.15 g di Fe^{2+} (soluz. acida) d) ? mL 0.1 N di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
e) 0.25 g di 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 KMnO_4 (soluz. acida) f) ? mg di H_2O_2
- 5) Calcolare la normalità e la molarità di ciascuna delle seguenti soluzioni acquose:
- a) HCl 24% $d = 1.12 \text{ g cm}^{-3}$ a) H_2SO_4 72% in SO_3 $d = 1.80 \text{ g cm}^{-3}$
b) HNO_3 72% $d = 1.42 \text{ g cm}^{-3}$ b) NH_3 30% $d = 0.89 \text{ g cm}^{-3}$
c) H_2SO_4 95% $d = 1.83 \text{ g cm}^{-3}$ c) 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 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 milligrammi di carbonato di calcio vengono neutralizzati da 30.0 mL di HCl 1.5 N ?

- 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) 20 mL di aceto ($d = 1.04 \text{ g cm}^{-3}$) richiesero 53 mL di idrossido di potassio 0.4 normale per la titolazione. Calcolare la percentuale di acido acetico nell'aceto analizzato.
- 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 quale volume si deve diluire un litro di soluzione dell'acido perché risulti 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
- | | |
|---|--|
| a) KMnO_4 (ossidante in soluz. acida) | b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (ossidante in soluz. acida) |
| c) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ (riduc. $\longrightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$) | d) H_2SO_3 (riduc. $\longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$) |
| e) SO_2 (riduc. $\longrightarrow \text{SO}_3$) | f) HNO_2 (riduc. $\longrightarrow \text{HNO}_3$) |
| g) $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (riduc. $\longrightarrow \text{CO}_2$) | |
- 14) Determinare il peso equivalente delle seguenti sostanze relativamente alle reazioni a fianco indicate (non bilanciate)
- | | |
|-----------------------------|---|
| a) As_2O_3 | $\text{AsO}_3^{3-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{I}^- + \text{H}^+$ |
| b) K_2SeO_4 | $\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{SeO}_3^{2-} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| c) Cu_2O | $\text{Cu}^{++} + \text{I}^- \longrightarrow \text{CuI} + \text{I}_2$ |
- 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 (Sb_2S_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 2.084×10^{-2} molare. Calcolare la percentuale di antimonio nel minerale.
- 17) Quanti milligrammi di CuS vengono ossidati a zolfo da 210 mg di acido nitrico (acido diluito, prodotto di riduzione 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 teoricamente 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 tetrionato di sodio da 180 mL di una soluzione 0.16 M di KClO_3 ? [il prodotto di riduzione è il cloruro]
- 21) 90.0 mL di una soluzione 0.430 M di acqua ossigenata ossidano [completamente] 64.0 mL di una soluzione di ioduro di sodio. 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 un campione del peso di 0.350 g sono occorsi 28.0 mL di nitrato di argento 0.1 normale.
- 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 tetrionato]
- 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]

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) 6.11% 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 FeCl_2 19) 600 mL
- 20) 2030 mL 21) 1.21 M
- 22) 95.2
- 24) 99.23 MnO_2
- 25) 57.87%

Proprietà Colligative

Esempi svolti in aula

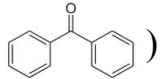
- a)** Si vuole preparare una soluzione di glucosio ($C_6H_{12}O_6$) isotonica con il sangue. Si calcoli quanti grammi di glucosio occorre sciogliere per litro di soluzione, sapendo che la pressione osmotica del sangue è di 7.5 atm a 37°C.
[53.4 g]
- b)** 1.20 g di uno zucchero sono stati solubilizzati in 100 mL di acqua. La soluzione ottenuta mostra un abbassamento crioscopico pari a 0.065 °C. Calcolare la massa molare dello zucchero. ($K_{crH_2O} = 1.86 \text{ } ^\circ\text{C mol}^{-1} \text{ kg}$)
[343.4 u]
- c)** Calcolare, a 25 °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 °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 °C. ($K_{crH_2O} = 1.86 \text{ } ^\circ\text{C mol}^{-1} \text{ kg}$) [0.157 atm]
- e)** Calcolare la temperatura di ebollizione della una soluzione in benzene 0.151 M ($d_{soluz.} = 0.930 \text{ g cm}^{-3}$) di un composto organico di massa molecolare pari a 650.11 u.
La temperatura di ebollizione normale del benzene puro è di 80.09 °C e la sua costante ebullioscopica è 2.53 °C mol⁻¹ kg. [80.548 *C]

Seguono, dall'eserciziario, n. 11, 14, 18

- 1) La pressione osmotica di una soluzione di zucchero è di 22.7 atmosfere a 60°C. Calcolare la concentrazione della soluzione in moli per litro.
- 2) g 0.743 di un composto organico sono disciolti in acqua a 15°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 g mol⁻¹) sono disciolti in un litro di soluzione. Calcolare la pressione osmotica della soluzione a 20°C.
- 4) Una soluzione di g 11.346 di un composto organico in 100 g di etere (C₂H₅)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°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°C la tensione di vapore di una soluzione contenente 2.47 g di un composto organico in 100 g di benzolo (benzene, C₆H₆) è 742.6 mmHg; la tensione di vapore del benzolo puro a 80°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°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°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 CO(NH₂)₂ in 649 g di acqua. Calcolare il peso molecolare dello zucchero.
- 15) 0.504 g di una sostanza disciolta in 42.0 g di benzene innalzano il punto di ebollizione del benzene di 0.715°C al di sopra del suo valore normale che è 80.2°C. Calcolare il peso molecolare del soluto (K_{eb benzene} = 2.57 °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 mmHg; la tensione di vapore dell'acqua alla temperatura dell'esperienza è di 17.19 mmHg. Calcolare il peso molecolare della mannite.

- 17) Calcolare la temperatura di congelamento della soluzione acquosa di cloruro di calcio al 4% in massa. ($K_{cr,H_2O} = 1.86 \text{ }^\circ\text{C kg mol}^{-1}$)
- 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°C . Determinare la formula del composto sapendo che il benzene congela a 5.12°C .
- 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 (CHCl_3) ne abbassano la tensione di vapore, a 25°C , da 172.0 a 165.8 mmHg.
- 39) 700 mL di una soluzione acquosa contengono 2 g 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°C , una pressione osmotica di 492 mmHg.
- 43) Calcolare la pressione osmotica, a 32°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 g/mL.

SOLUZIONI

- | | |
|---|--|
| 1) 0.8273 moli/litro | 2) PM = 76,4 g/mol |
| 3) 4.805 atm. | 4) PM = 131.82 g/mol |
| 5) PM = 115.6 g/mol | 6) PM = 154.5 g/mol |
| 7) PM = 35000 g/mol | 8) PM = 182.2 g/mol ($\text{C}_{13}\text{H}_{10}\text{O}$ ) |
| 9) PM = 150 g/mol | |
| 11) 50.8 mmHg; | frazione molare H_2O nel vapore = 0.114 |
| | frazione molare CH_3OH nel vapore = 0.886 |
| 12) g 10 $\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2$ | 13) 31.71 mmHg |
| 14) 82.5 % | 15) PM = 43.1 g/mol |
| 16) PM = 180.5 g/mol | 17) -2.09°C |
| 18) $\text{C}_7\text{H}_{11}\text{O}_4\text{N}$ | 32) P_4S_3 |
| 39) 2.50 g | 43) 57.3 atm |

EQUILIBRI CHIMICI

Esempi svolti in aula

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

- a) 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 e 0.5 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

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

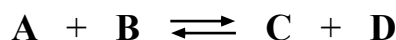
- c) 0.1 moli di ammoniaca vennero scaldate in un recipiente di 1.0 litri fino ad una certa temperatura. Fu trovato che l'ammoniaca si era dissociata per il 20%. Calcolare la Kc della reazione. $(2 NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3 H_2(g))$

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

- c2) 0.5 moli di idrogeno e 0.2 moli di iodio sono stati scaldati in un recipiente di 2.0 litri fino ad una certa temperatura. Quando si stabilì l'equilibrio per la reazione di formazione di HI erano ancora presenti 0.01 moli di iodio. Calcolare la Kc della reazione a quella temperatura. $[Kc=46.6]$

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 PCl_5 e 1.0 moli di Cl_2 alla temperatura di 230°C finché si stabilisce l'equilibrio:



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

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

- 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°C . Trovare le concentrazioni di tutte le specie all'equilibrio quando 3 moli di COF_2 vengono poste in un reattore dalla capacità di 6 litri a 950°C .

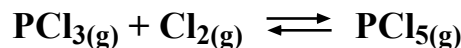
$$[\text{COF}_2] = 0.139 \text{ mol dm}^{-3}; \quad [\text{CO}_2] = [\text{CF}_4] = 0.17 \text{ mol dm}^{-3}$$

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°C , sono in equilibrio, secondo il seguente schema di reazione ($\text{COBr}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons \text{CO}_{(\text{g})} + \text{Br}_{2(\text{g})}$), 1.7 moli di COBr_2 , 0.8 moli di Br_2 e 0.8 moli di CO . Calcolare la composizione in concentrazione molare della miscela dopo che nel recipiente vengono introdotte 0.8 moli di COBr_2 e si aspetta il nuovo equilibrio.

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

- i) Una miscela di 0.4 moli di PCl_3 , 0.25 moli di Cl_2 e 0.15 moli di PCl_5 , in un recipiente di 2 litri, è in equilibrio, alla temperatura di 312°C , secondo il seguente schema:



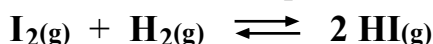
Trovare la nuova composizione di equilibrio quando 0.15 moli di cloro, in qualche modo, sono sottratte dall'ambiente di reazione.

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

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.

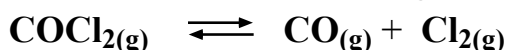
3) Ad una certa temperatura la costante di equilibrio relativa alla reazione:



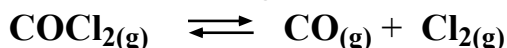
é Kc = "0.02". Calcolare le moli di ogni sostanza presenti all'equilibrio mescolando 0.48 moli di idrogeno e 0.48 moli di iodio.

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 Kc.

5) 34.72 g. di $COCl_2$ in 2.50 litri, vengono riscaldati a 800 °C. Ad equilibrio raggiunto, l'analisi della miscela di reazione mostra che sono presenti ancora 25.02 grammi di $COCl_2$. Trovare la Kc della seguente reazione:

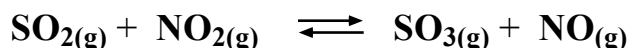


6) La costante di equilibrio, Kc, della seguente reazione:



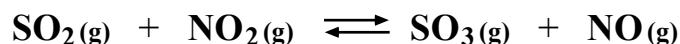
è di 1.5×10^{-2} moli/litro a 800 °C. Trovare le quantità in grammi di $COCl_2$, Cl_2 , e CO presenti all'equilibrio quando si pongono 0.5 moli di $COCl_2$ in un reattore di 2.5 litri, alla temperatura di 800 °C.

7) In un pallone da un litro si pongono a reagire una mole di SO_2 e una mole di NO_2 . quando si raggiunge l'equilibrio per la reazione:



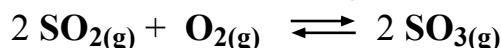
Sono presenti 0.6 moli di SO_3 , 0.6 moli di NO , 0.4 moli di SO_2 e 0.4 moli di NO_2 . Mantenendo costanti la temperatura e il volume, si introducono nel recipiente di reazione 30 g di NO . Calcolare il numero di moli di ogni specie chimica quando si è ristabilito l'equilibrio.

- 8) La composizione all'equilibrio di una miscela che ha reagito secondo la reazione:



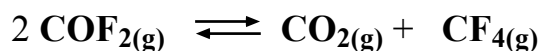
e che si trova in un recipiente da un litro è 0.600 moli di SO_3 , 0.400 moli di NO , 0.100 moli di NO_2 e 0.800 moli di SO_2 . Quante moli di NO si debbono introdurre in questo recipiente perchè la quantità di NO_2 aumenti a 0.3 moli ?

- 9) Una miscela di SO_2 e O_2 viene posta in un recipiente di 15 litri, alla temperatura di 1000 °K, dove avviene la seguente reazione:



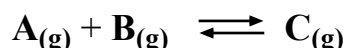
Ad equilibrio raggiunto la miscela di reazione contiene 307.49 g di SO_2 , 57.6 g di O_2 e 2241.68 g di SO_3 . Calcolare la K_c della reazione.

- 10) A 1000 °C la costante di equilibrio, K_c , della reazione:



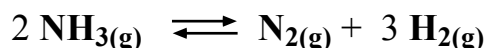
è "2.0". Trovare le concentrazioni di tutte le specie in equilibrio quando 2 moli di COF_2 sono messe in un reattore di 2.5 litri a 1000 °C.

- 11) A 400 °C, per la generica reazione:



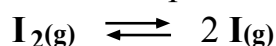
si raggiunge l'equilibrio quando, partendo da una mole di A e da una mole di B , si ottengono 0.2 moli di C . Calcolare come varia la composizione della miscela quando si aggiungono 0.5 moli di C . (Si consideri unitario il volume del recipiente).

- 12) Un reattore chiuso dalla capacità di 1.5 litri, contiene 1.88 moli di ammoniaca e 2.96 moli di azoto. Viene portato alla temperatura di 350°C e si attende che la seguente reazione



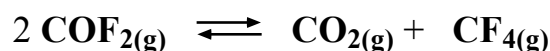
raggiunga l'equilibrio. Ad equilibrio raggiunto sono ancora presenti 1.31 moli di ammoniaca. Trovare la K_c della reazione.

- 13) A 1000 °C la costante di equilibrio K_c per la reazione

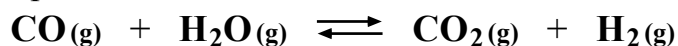


è 0.165 "mol dm⁻³". Calcolare quante moli di iodio rimangono indissociate quando una mole di iodio è posta in un recipiente da 100 mL e riscaldata a 1000 °C.

- 14) Una miscela di 4 moli di CO_2 , 4 moli di CF_4 e due moli di COF_2 , in un recipiente dalla capacità di un litro e alla temperatura di $1000\text{ }^\circ\text{C}$, è in condizioni di equilibrio. Trovare la composizione della miscela quando vengono aggiunte, nello stesso recipiente, 2.67 moli di CO_2 . La reazione interessata è la seguente:



- 15) La costante di equilibrio "Kc" della reazione:



a $800\text{ }^\circ\text{C}$ è "1.2". Calcolare le concentrazioni (moli/litro) all'equilibrio di queste sostanze quando 2 moli di CO e 2 moli di H_2O vengono introdotte in un recipiente del volume di 5 litri a $800\text{ }^\circ\text{C}$.

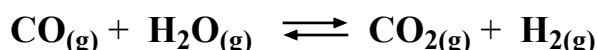
- 16) 90 grammi di iodio e 2 grammi di idrogeno sono scaldati a 400°C . Quando si stabilisce l'equilibrio della reazione sono presenti nella miscela 3.8 g di iodio. Calcolare la costante di equilibrio della reazione alla stessa temperatura.

- 17) Una certa quantità di PCl_5 viene posta, alla temperatura di $300\text{ }^\circ\text{C}$, in un recipiente chiuso di 5.0 litri ove si instaura il seguente equilibrio:



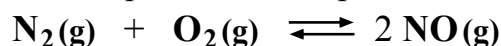
per il quale $K_c = 7.38 \times 10^{-2} \text{ moli dm}^{-3}$. Ad equilibrio raggiunto sono presenti nella miscela di reazione 14.32 g di Cl_2 . Trovare la composizione della miscela di reazione all'equilibrio.

- 18) Una miscela di CO e H_2O viene posta in un reattore a $986\text{ }^\circ\text{C}$. All'equilibrio sono presenti 0.18 moli di CO , 2.14 moli di H_2O , 0.49 moli di CO_2 e H_2 .



Calcolare come varia la composizione delle specie presenti all'equilibrio quando si aggiungono 0.2 moli di CO_2 .

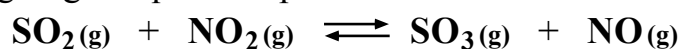
- 19) A $2300\text{ }^\circ\text{C}$ la costante dell'equilibrio corrispondente alla reazione



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.

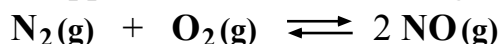
[NOTA: non specifica che le percentuali sono in volume]

- 20) In un pallone di 10 litri si pongono a reagire 2 moli di SO_2 e 2 moli di NO_2 . Quando si raggiunge l'equilibrio per la reazione:



sono presenti 1.2 moli di SO_3 . Mantenendo costanti temperatura e volume, si introducono nel recipiente di reazione 160 g di SO_3 . Calcolare la concentrazione di ogni specie chimica quando si è ristabilito l'equilibrio.

- 21) Azoto e ossigeno, in opportune condizioni, reagiscono secondo il seguente schema:



Quando si mettono a reagire 2.8 g di azoto e 3.2 g di ossigeno, si osserva che i due elementi reagiscono solo per il 10% delle quantità iniziali. Calcolare la costante di equilibrio K_c per la reazione.

- 22) 7.68 grammi di pentacloruro di fosforo, contenuti in un recipiente di 500 mL, alla temperatura di 300°C risultano dissociati per il 62% secondo il seguente schema:



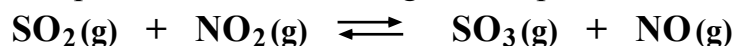
Determinare la K_c della reazione a 300 °C.

- 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 °C, si formano 0.45 moli di propionato di etile. Calcolare la costante di equilibrio " K_c ".

- 24) 2 moli di PCl_5 vengono riscaldate in un recipiente chiuso da due litri. Raggiunto l'equilibrio si osserva che il PCl_5 è dissociato per il 40% in tricloruro di fosforo e cloro. Calcolare la costante di equilibrio " K_c ".

- 25) Quando si riscalda una mole di PCl_5 a 300 °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 PCl_5 per ridurre la dissociazione al 50% se il volume è mantenuto costante ?

- 26) Una miscela in equilibrio secondo la seguente equazione



contiene 0.60 moli di SO_3 , 0.40 moli di NO , 0.80 moli di SO_2 e 0.10 moli di NO_2 per litro. Una mole di 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.

SOLUZIONI

- 1) $A = 0.44$; $B = 1.44$; $C = D = 0.56$
- 2) 0.4673
- 3) moli $H_2 =$ moli $I_2 = 0.4475$; moli $HI = 6.5 \times 10^{-2}$
- 4) $K_c = 9$
- 5) $K_c = 1.5 \times 10^{-2} \text{ M}$
- 6) $CO = 3.36 \text{ g}$; $Cl_2 = 8.51 \text{ g}$; $COCl_2 = 37.59 \text{ g}$
- 7) $n_{SO_2} = n_{NO_2} = 0.54 \text{ mol}$; $n_{SO_3} = 0.46 \text{ mol}$; $n_{NO} = 1.46 \text{ mol}$
- 8) 2.05 moli NO_2
- 9) $K_c = 285 \text{ M}^{-1}$
- 10) $[COF_2] = 0.21 \text{ M}$; $[CO_2] = [CF_4] = 0.295 \text{ M}$
- 11) $n_A = n_B = 1.112 \text{ mol}$; $n_C = 0.388 \text{ mol}$
- 12) $K_c = 0.524 \text{ M}^2$
- 13) 0.9379 moli I_2
- 14) $[COF_2] = 2.46 \text{ M}$; $[CO_2] = 6.44 \text{ M}$; $[CF_4] = 3.77 \text{ M}$
- 15) $[CO] = [H_2O] = 0.19 \text{ mol dm}^{-3}$ $[CO_2] = [H_2] = 0.21 \text{ mol dm}^{-3}$
- 16) $K_c = 46.45$
- 17) $[PCl_5] = 2.21 \times 10^{-2} \text{ M}$; $[PCl_3] = [Cl_2] = 0.0404 \text{ M}$
- 18) $K_c = 0.623$; $n_{CO} = 0.218$; $n_{H_2O} = 2.178$; $n_{CO_2} = 0.657$; $n_{H_2} = 0.452 \text{ mol}$
- 19) a) 2.8% b) 2.3%
- 20) $[SO_2] = [NO_2] = 0.1 \text{ M}$; $[SO_3] = 0.29 \text{ M}$; $[NO] = 0.09 \text{ M}$
- 21) $K_c = 0.049$
- 22) $K_c = 0.077 \text{ M}$
- 23) $K_c = 7.46$
- 24) $K_c = 0.267$
- 25) 1.13 moli
- 26) $SO_3 = 0.48 \text{ moli}$; $NO = 1.28 \text{ moli}$; $SO_2 = 0.92 \text{ moli}$; $NO_2 = 0.22 \text{ moli}$;

Equilibri in soluzione e pH

pH: esempi svolti in aula

Calcoli di base per familiarizzare con i calcoli (- log)

- a)** Calcolare il pH e il pOH di una soluzione acquosa la cui concentrazione idrogenionica (ioni idrossonio) è $2.9 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$.
- b)** Calcolare il pH delle soluzioni la cui concentrazione $[\text{H}_3\text{O}^+]$ è (in mol dm^{-3}):
0.015 5.3×10^{-5} 1.8×10^{-7} 5.5×10^{-9}
- c)** Il pH di una soluzione acquosa è 5.4. Calcolare la concentrazione degli ioni idrossonio e degli ioni idrossido.
- 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: 5×10^{-3} e 5×10^{-2} molare ($K_{a \text{ ac.nitroso}} = 7 \times 10^{-4}$)
[pH = 2.81 e 2.25]
- f)** Si considerino due soluzioni acquose di acido acetico rispettivamente 5×10^{-2} e 5×10^{-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: $K_{a1} = 7.5 \times 10^{-3}$; $K_{a2} = 6.2 \times 10^{-8}$; $K_{a3} = 4.8 \times 10^{-13}$).
[pH = 2.25]
- h)** 0.5 grammi di NaOH vengono solubilizzati in 250 mL di acqua. Calcolare il pH della soluzione risultante.
[pH = 12.7]
- i)** Calcolare il pH di una soluzione che contiene 2 grammi di CH_3COOH e 4 grammi di CH_3COONa in 100 mL ($K_{a \text{ CH}_3\text{COOH}} = 1.8 \times 10^{-5}$)
[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=cost.). [pH₁=3; pH₂=pK_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 ? ($K_a \text{ HCN} = 4.8 \times 10^{-10}$)
[F.ridotta: 5.96 g; F.completa 6.05 g]
- n) Le soluzioni tampone a 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 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]

Calcolo pH di miscele

- 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 CH_3COOH 0.1 M sono stati trattati con 5 g di CH_3COONa . Calcolare il pH prima e dopo l'aggiunta del sale ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)
[pH₁ = 2.87; pH₂ = 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 scolta ammoniacca 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 5×10^{-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 pH = 3.2
[1.89 g]

- 1) Calcolare il pH di soluzioni in cui la concentrazione in ioni idrogeno in mol dm^{-3} è:
a) 10^{-11} ; **b)** 0.015; **c)** 1.25; **d)** 5.3×10^{-11} **e)** 0.00000016
- 2) Calcolare il pH ed il pOH di soluzioni che hanno le seguenti concentrazioni in ioni ossidrili (mol dm^{-3}):
a) 10^{-11} ; **b)** 0.015; **c)** 1.25×10^{-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 M ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)
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 **CH₃COOH** 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 0.18% in una soluzione acquosa 0.01 N. calcolare la sua costante di dissociazione.
- 9) La costante di dissociazione dell'acido lattico, che è monoprotico, è 1.6×10^{-4} . Qual è la concentrazione dello ione lattato in una soluzione 0.5 N dell'acido ?
- 10) Qual è la concentrazione 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 5×10^{-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.
[**CHCl₂COOH**; $K_a = 5 \times 10^{-2}$]
- 10c) La dietilammina (**C₂H₅)₂NH** 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 g mL⁻¹. Calcolare che valore assume il pH quando 2 mL di **NH₃(aq.)** al 5% vengono aggiunti a 98 mL di acqua. [$K_b\text{-NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$].
- 11) Alla concentrazione 0.02 molare, un acido debole monoprotico in soluzione acquosa risulta dissociato (ionizzato) per il 20%. Calcolare il pH della soluzione e la costante di ionizzazione K_a dell'acido
- 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 7×10^{-4}
- 14) Il grado di dissociazione (o di reazione con l'acqua) dell'acido monocloroacetico CH_2ClCOOH in una soluzione 1.0×10^{-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 NaOH 5.0×10^{-2} M a 10 mL di acido cianidrico 0.1 N. (K_a -acido cianidrico = 4×10^{-10})
- 16) A 5.2 g di acetato di sodio furono aggiunti 2 mL di HCl 3 N e la soluzione venne portata al volume di 500 mL. Calcolare il pH della soluzione risultante. (La costante di dissociazione dell'acido acetico è 1.8×10^{-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 2×10^{-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. (cm^3) di soluzione acquosa di ammoniaca 0.7 N ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$) vengono trattati con 1.5 litri di HCl gassoso a misurati a 0°C e 760 mmHg. Calcolare il pH della soluzione. (Si supponga che il volume della soluzione rimanga invariato dopo l'aggiunta di HCl).
- 19) Quando 2.53 g di acido cloroso sono presenti in un litro di soluzione acquosa, la concentrazione di ioni H_3O^+ 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 NaOH . Calcolare il pH della soluzione risultante.
- 21) Calcolare il pH di una soluzione 0.125 M di cianato di potassio, KCNO , sapendo che una soluzione 0.044 M dell'acido HCNO ha un $\text{pH} = 2.65$.
- 22) Si abbia un litro di soluzione di CH_3COOH 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 H_3O^+ 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 **CH₃COOH** 0.1 M
 - soluzione a) + 100 cm³ di **CH₃COOH** 0.1 M
- 28) La costante di dissociazione dell'ammoniaca è 1.8×10^{-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 H_2O 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 **NH₃** 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) 0.1 moli di **NaOH** vengono aggiunte ad 1 litro di acido acetico 0.125 M. Calcolare la concentrazione in ioni idrogeno della soluzione. ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)
- 36) Qual è il pH di una soluzione 0.3 N di **NH₃** ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$) ? Qual è il pH di una soluzione che 0.3 N in **NH₃** contiene anche 1.2 moli di **NH₄Cl** per litro ?
- 37) 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 5×10^{-2} M ?
- 38) Calcolare la concentrazione idrogenionica (o meglio degli ioni idrossonio) delle soluzioni 0.1 M e 0.01 M di nitrito di bario. ($K_a \text{HNO}_2 = 7 \times 10^{-4}$)
- 39) Quanti grammi di cloruro di ammonio si debbono aggiungere ad 1 litro di acqua per avere una concentrazione in ioni **OH⁻** pari a 10^{-9} M ?
 $K_b \text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$
- 40) 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 **HCN** ?
 $K_b \text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$; $K_a \text{HCN} = 4 \times 10^{-10}$
- 41) L'acido **HX** è un acido debole. In una soluzione 0.10 M del suo sale **NaX**, l'1% dello ione **X⁻** è idrolizzato. Calcolare il pH della soluzione 0.10 M del sale e la costante di ionizzazione dell'acido **HX**.
- 42) Il grado di dissociazione dell'acido monocloroacetico **CH₂ClCOOH** in soluzione 1.0×10^{-2} M è "0.309". Trovare quanti grammi di **CH₂ClCOONa** devono essere aggiunti a 1.5 litri della precedente soluzione per avere un $\text{pH} = 2.90$.

Equilibri di solubilità

Ks: esempi svolti in aula

- 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.
[K_s = 1.8 × 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 K_s del sale.
[K_s = 2.0 × 10⁻¹²]
- c) La costante di solubilità del fosfato di piombo(II) è 1.5 × 10⁻³². Calcolare la solubilità del sale in grammi per litro.
[s = 1.21 × 10⁻⁴ g dm⁻³]
- d) Calcolare, a 26°C, la solubilità molare del cloruro di argento in una soluzione 0.01 molare di NaCl. (K_s AgCl = 1.8 × 10⁻¹⁰).
[s₁ = 1.8 × 10⁻⁸ g dm⁻³]
- e) La solubilità molare dell'idrossido di magnesio, in acqua, ha il valore di 1.44 × 10⁻⁴ mol dm⁻³ a 25 °C. Calcolare la solubilità del composto in una soluzione 0.01 M di NaOH.
[s₁ = 1.2 × 10⁻⁷ 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. (K_s CH₃COOAg = 1.82 × 10⁻³)
Q = 2.4 × 10⁻³ > K_s (**poco precip.**)
- g) Il K_s dell'idrossido di magnesio in acqua è 1.2 × 10⁻¹¹. Calcolare il pH di una sua soluzione satura.
[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 × 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. ($K_{S \text{ cromato di Ag}} = 1.7 \times 10^{-12}$)

$$Q = 9.6 \times 10^{-6} \gg K_s \text{ (precipita)}$$

- 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.

$$(K_{a \text{ acido cianidrico}} = 5 \times 10^{-10}; K_{S \text{ idrossido di Mg}} = 1.2 \times 10^{-11})$$

$$Q = 2.06 \times 10^{-9} \gg K_s \text{ (precipita)}$$

- 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) La solubilità del cromato di argento, a 25 °C, è di 2.5×10^{-2} g/litro. Calcolare il valore del prodotto di solubilità a questa temperatura.
 - 2) Il prodotto di solubilità dell'idrossido ferroso è 1.6×10^{-14} a 25°C. Calcolare il pH di una soluzione satura di idrossido ferroso.
 - 3) 5 grammi di iodato di calcio sono portati completamente in soluzione nella minima quantità di acqua. Il volume della soluzione, pressoché satura, è 2.38 litri. Calcolare il K_{ps} dello iodato di calcio.
 - 4) Una soluzione satura di idrossido di calcio ha pH = "12.3". Si calcoli il prodotto di solubilità di tale sostanza.
 - 5) Un precipitato di bromuro di argento viene lavato una volta con 150 mL di acqua e un'altra volta con 150 mL di una soluzione di acido bromidrico 1×10^{-3} M. Determinare i grammi di sale che passano in soluzione durante ciascun lavaggio sapendo che il prodotto di solubilità del bromuro di argento $K_s = 3.5 \times 10^{-13}$.
 - 6) A 25°C, il sale nitrito di argento ha $K_{ps} = 7 \times 10^{-4}$. 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.

- 7) Calcolare la solubilità dello iodato di calcio in acqua ed in una soluzione contenente 21.4 g/litro di iodato di potassio. Il prodotto di solubilità dello iodato di calcio è $K_s = 6.5 \times 10^{-7}$.
- 8) 10 mL di una soluzione 0.012 M di cloruro di calcio vengono mescolati, a 25°C, con 150 mL di una soluzione 0.1 M di solfato di ammonio. Tenuto conto che alla temperatura indicata il K_s del solfato di calcio è 2.3×10^{-4} , verificare se si ha la formazione di un precipitato.
- 9) Il prodotto di solubilità del fluoruro di magnesio è 6.6×10^{-9} a 25°C. Si supponga di voler sciogliere 0.15 g di fluoruro di sodio in un litro di soluzione 0.01 M di cloruro di magnesio. Considerando che il volume resta invariato, determinare se si ottiene un precipitato finale di fluoruro di magnesio.
- 10) Un precipitato di solfato di bario viene lavato in un caso con 100 mL di acqua distillata, in un altro caso con 100 mL di acido solforico 0.01 N. Quanti milligrammi di precipitato vanno in soluzione nei due casi? (Il K_s del solfato di bario vale 1×10^{-10}).
- 11) La solubilità dell'acetato di argento è 0.382 g/litro. Determinare la solubilità di questo sale in una soluzione di acetato di piombo 0.1 M.
- 12) Il prodotto di solubilità dell'idrossido ferrico è 4×10^{-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.
- 13) Calcolare la concentrazione in ioni ioduro I^- , necessaria a dare un precipitato da soluzioni contenenti 100 mg/litro dei seguenti cationi
 a) Ag^+ b) Pb^{++} c) Hg_2^{++}
 i prodotti di solubilità degli ioduri di argento, piombo e mercurio mercurioso sono rispettivamente
 a) 8.5×10^{-17} b) 8.7×10^{-9} c) 4.5×10^{-29}
- 14) Dire se precipita idrossido di magnesio quando a 700 mL di una soluzione contenente 28 mg di idrossido di sodio vengono aggiunti 300 mL di una soluzione di cloruro di magnesio 0.001 M. (Il K_s dell'idrossido di magnesio vale 3.4×10^{-11}).
- 15) Il prodotto di solubilità dello iodato di piombo(II) a temperatura ambiente è 2.6×10^{-13} . Quanti grammi di iodato di piombo sono necessari per preparare 200 mL di soluzione satura ?

- 16) La solubilità del fosfato di argento è 6.5×10^{-3} g per litro. Calcolare il prodotto di solubilità.
- 17) Il prodotto di solubilità di CuS è 8.5×10^{-45} e quello del Bi_2S_3 è 0.57×10^{-30} . Quale dei due sali fornisce una minore concentrazione di ioni S^{2-} in una soluzione satura ?
- 18) Il prodotto di solubilità di $\text{Mg}(\text{OH})_2$ è 3.4×10^{-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.
- 19) Il prodotto di solubilità del cloruro di piombo è 2.5×10^{-5} . Calcolare la concentrazione dello ione Pb^{2+} in mg per mL in una soluzione acquosa satura del sale. Se invece di acqua si usa HCl 3 M, quale sarà la concentrazione in ioni Pb^{2+} ? .
- 20) Quale concentrazione in ioni ammonio deve essere presente in soluzione per impedire la precipitazione di idrossido di magnesio se la concentrazione di Mg^{2+} è di 0.01 g.ioni/litro e quella di NH_3 0.01 M ?
 [K_{ps} idrossido di Mg = 1.5×10^{-11} . $K_b \text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$]
- 21) Il prodotto di solubilità dell'ossalato di calcio (CaC_2O_4) è 2.6×10^{-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.

SOLUZIONI

- 1) $K_s = 1.7 \times 10^{-12}$
- 2) $\text{pH} = 9.49$
- 3) $K_s = 6.22 \times 10^{-7}$
- 4) $K_s = 4 \times 10^{-6}$
- 5) a) 1.66×10^{-5} g ; b) 9.85×10^{-9}
- 6) no ($5.85 \times 10^{-5} < K_{ps}$)
- 7) a) 5.4×10^{-3} ; b) $6.5 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$
- 8) no ($7 \times 10^{-5} < K_{ps}$)
- 9) si ($1.29 \times 10^{-7} > K_{ps}$)

- 10) a) 0.23 mg b) 4.6×10^{-7} g
- 11) 2.62×10^{-5} mol dm⁻³
- 12) a) 1.96×10^{-10} mol / litro b) 1.1×10^{-11} g / cm³
- 13) a) 9×10^{-14} b) 4.25×10^{-3} c) 4.25×10^{-13}
- 14) si (1.47×10^{-10} > Kps)
- 15) 4.5 mg
- 16) 1.55×10^{-18} 17) CuS
- 18) $[\text{OH}^-] = 1.8 \times 10^{-5}$; 19) 3.8 mg/mL ; 2.7×10^{-6}
- 20) $[\text{NH}_4^+] = 4.7 \times 10^{-3}$ 21) 5.1×10^{-5} ; 6.5×10^{-3}