



Finanziato dall'Unione europea
NextGenerationEU



Ministero dell'Istruzione
e del Merito



Italiadomani
PIANO NAZIONALE DI AFFIDABILITÀ E INCLUSIONE




Ministero dell'Istruzione e del Merito
Liceo Scientifico Statale "Niccolò Copernico"
Via Verdi 23/25 - 27100 PAVIA Tel. 0382 29120
cod. MISC. PVPS05000Q C.F. 96000610186 C.U.F. UFGPJF
E-mail: pvps05000q@istruzione.it Pec: pvps05000q@pec.istruzione.it
www.copernico.edu.it



CLASSE IV C - ANNO SCOLASTICO 2023-2024

DOCENTE: SANDRO GALLOTTI

CHIMICA Testo: Chimica più – Dalla struttura atomica alla chimica organica. AA: V. Posca, T. Fiorani - Zanichelli

Il numero di ossidazione e le regole per calcolarlo; come scrivere le formule dei composti; la IUPAC fissa le regole di nomenclatura sistematica; la nomenclatura dei composti binari; i composti binari dell'ossigeno; i composti binari dell'idrogeno; i sali binari; gli idrossidi; gli ossoacidi; gli ossoanioni; i sali di ossoacidi; i composti del cromo, dello zolfo, dell'azoto e del manganese. Il comportamento anfotero.

Le reazioni chimiche omogenee ed eterogenee; il bilanciamento delle reazioni; classificazione delle reazioni chimiche (sintesi, analisi, combinazione, decomposizione, scambio semplice, doppio scambio, acido-base); l'equazione ionica netta; la stechiometria descrive gli aspetti quantitativi delle reazioni; stabilire le quantità di reagenti e prodotti in una reazione; il reagente limitante; la resa di una reazione.

L'energia termica e l'energia chimica nelle reazioni; il calore di reazione, reazioni endotermiche ed esotermiche; il primo principio della termodinamica; l'entalpia, l'entalpia standard di formazione e l'entalpia standard di reazione, la legge di Hess; il secondo principio della termodinamica; l'entropia; la spontaneità di una reazione, l'energia libera di Gibbs.

La velocità di reazione; la teoria delle collisioni; il complesso attivato; la velocità di reazione dipende da diversi fattori; velocità di reazione e concentrazione dei reagenti sono legati dall'equazione cinetica; i catalizzatori e gli inibitori.

Reazioni chimiche reversibili e irreversibili; le reazioni reversibili raggiungono l'equilibrio; la costante di equilibrio e le informazioni fornite; il quoziente di reazione; il principio di Le Châtelier; la presenza di un catalizzatore in un sistema all'equilibrio.

La reazione di dissociazione ionica; gli elettroliti; gli acidi e le basi e le loro proprietà; la teoria di Arrhenius; la teoria di Brønsted-Lowry; la protolisi; composti anfoteri; acidi e basi forti e deboli; la teoria di Lewis.

La reazione di dissociazione dell'acqua; soluzioni acide, neutre e basiche; acidi e basi si neutralizzano a vicenda; concetto di soluzioni tampone.

Le ossidoriduzioni comportano la variazione del numero di ossidazione negli elementi coinvolti nella reazione; ossidazione e riduzione; bilanciamento delle redox con il metodo delle semireazioni; le reazioni di dismutazione; la tendenza di un elemento alla riduzione o all'ossidazione dipende dal tipo di ione con cui reagisce.

Le pile trasformano l'energia chimica in energia elettrica. La pila Daniell è costituita da un elettrodo di rame e da uno di zinco. La forza elettromotrice di una pila e la variazione di energia libera sono in relazione tra loro. Il potenziale standard di riduzione misura la tendenza a ridursi di un elettrodo. La serie elettrochimica è l'insieme dei valori dei potenziali standard di riduzione degli elementi. L'equazione di Nernst permette di calcolare i potenziali di riduzione in condizioni non standard. Le celle elettrolitiche trasformano l'energia elettrica in energia chimica. L'elettrolisi in soluzione acquosa origina vari prodotti. Per l'elettrolisi dell'acqua si deve aggiungere un elettrolita forte. Le leggi di Faraday: relazione tra le quantità di corrente e di sostanza nella cella elettrolitica.

BIOLOGIA

Testo: Il nuovo invito alla biologia. Blu. Biologia molecolare, genetica, corpo umano. AA: H. Curtis, N.S. Barnes, A. Schnek, A. Massarini - Zanichelli

Materiale fornito dal docente

Gli studi sui cromosomi sessuali; malattie genetiche e alberi genealogici; le mappe cromosomiche.

Il ruolo del DNA; la struttura molecolare del DNA; la replicazione del DNA; la struttura dei genomi.

Il flusso dell'informazione genetica; la trascrizione dal DNA all'mRNA; la traduzione dall'RNA alle proteine; i principi generali della regolazione genica; la regolazione genica nei procarioti; la regolazione genica prima e durante la trascrizione; lo splicing.

Che cosa sono le mutazioni; le mutazioni e le malattie genetiche; la diagnosi e la cura delle malattie genetiche.

Il sistema linfatico; l'immunità innata; l'immunità acquisita; l'immunità mediata da anticorpi; l'immunità mediata da cellule; le malattie da immunodeficienza.

Le ghiandole e gli ormoni: il sistema endocrino; le ghiandole endocrine nell'encefalo; la tiroide e le paratiroidi; le ghiandole surrenali e le gonadi; il pancreas e le cellule a funzione endocrina; le malattie delle ghiandole endocrine.

I neuroni e il sistema nervoso periferico: la propagazione del segnale nervoso; la comunicazione tra i neuroni; l'anatomia del sistema nervoso periferico; le malattie che colpiscono i neuroni; le malattie legate ai neurotrasmettitori; gli effetti delle sostanze psicoattive.

Il sistema nervoso centrale e i sensi: l'anatomia del sistema nervoso centrale; il telencefalo e la corteccia cerebrale; l'elaborazione delle informazioni; la percezione sensoriale; le malattie neurologiche.

SCIENZE DELLA TERRA Testo: Geoscienze – secondo biennio e quinto anno: C. Pignocchino Feyles – SEI

Materiale fornito dal docente

I minerali. La composizione chimica della litosfera; che cos'è un minerale; la classificazione dei minerali; i silicati.

I magmi e le rocce magmatiche. Le rocce; il processo magmatico; la struttura e la composizione delle rocce magmatiche; la classificazione delle rocce magmatiche; il dualismo e l'evoluzione dei magmi.

Le rocce sedimentarie e le fonti fossili di energia. Il processo sedimentario; le formazioni sedimentarie; la classificazione delle rocce sedimentarie; le rocce clastiche; le rocce di deposito chimico; le rocce organogene; i combustibili fossili.

Il metamorfismo e il ciclo delle rocce. Il processo metamorfico; temperatura e pressione determinano il grado di metamorfismo; la struttura e la composizione delle rocce metamorfiche; la classificazione delle rocce metamorfiche; il ciclo litogenetico.

LAVORO ESTIVO PER TUTTI

RIPASSARE BENE LAPARTE RELATIVA ALLA NUMENCLATURA E RISOLVERE GLI ESERCIZI ALLEGATI (COMPITI DELLE VACANZE)

STUDIARE I CAPITOLI RELATIVI ALL'ENDOCRINO E AL NERVOSO.

LEGGERE il libro Rizzolatti, Vozza [NELLA MENTE DEGLI ALTRI](#) Neuroni specchio e comportamento sociale – ed. Zanichelli

LAVORO ESTIVO PER ALUNNI CON GIUDIZIO SOSPESO e/o CON AIUTO

OLTRE AI COMPITI ASSEGNATI, EFFETTUARE GLI ESERCIZI E RISPONDERE ALLE DOMANDE AL TERMINE DI OGNI CAPITOLO DEI LIBRI DI TESTO ALLO SCOPO DI PREPARARSI A SOSTENERE LA PROVA SCRITTA PREDISPOSTA AL SUPERAMENTO DEL DEBITO

COMPITI DELEL VACANZE

MATERIA: SCIENZE NATURALI

PROPRIETA' COLLIGATIVE

- Determinare la temperatura di ebollizione, alla pressione normale di 1,000 atm, di una soluzione contenente 3,50g di urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, in 98,3g di acqua. La temperatura di ebollizione dell'acqua ad 1,000 atm è 100,00°C e la k_{eb} è 0,512 °Ckg/mol [100,30°C]
- Calcolare la quantità di glicerolo, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ che, sciolto in 125,5g di acqua ($d=0,996\text{g/mL}$), provoca un innalzamento ebullioscopico di 0,150°C. La costante ebullioscopica molale dell'acqua è 0,512 °Ckg/mol. [3,37g]
- È stata preparata una soluzione contenente 3,55g di un composto non volatile e in dissociato di 244,3 mL di cicloesano ($d=0,779\text{g/mL}$). La temperatura normale di ebollizione della soluzione è 81,30°C. Calcolare la massa molecolare del composto organico, sapendo che la temperatura di ebollizione normale del cicloesano è 81,00°C e che la sua costante ebullioscopica molale è 2,80°Ckg/mol [175g/mol]
- L'abbassamento crioscopico di una soluzione contenente 2,18g di un composto organico A non volatile e in dissociato in 127g di un solvente di cui non si conosce la costante crioscopica molale k_c

- , è 1,69°C. Determinare la massa molecolare del composto A, sapendo che una soluzione contenente 3,85g di composto organico B non volatile in dissociato, avente massa molecolare 162, in 205g dello stesso solvente presenta un abbassamento crioscopico di 1,03°C. [90,5 u]
- e. Una soluzione acquosa contenente 1,09g di un composto non volatile ed in dissociato in 122,4 mL di acqua ($d=0,996\text{g/mL}$) presenta un abbassamento crioscopico di 0,220°C. Determinare la formula molecolare del composto sapendo che k_c dell'acqua è 1,86°Ckg/mol e che il composto contiene 15,66% di C, 5,37% di H, 42,12% di S e 36,93% di N. [CH_4SN_2]
- f. La pressione osmotica di una soluzione contenente 3,80g di una proteina in 150,0 mL è 14,5Tor a 25,5°C. Determinare la massa molecolare della proteina. $R=0,0821\text{Latm/Kmol}$; $1\text{atm}=760\text{Tor}$ [$3,26 \times 10^4$ u]
- g. Il plasma del sangue umano ha una pressione osmotica di 7,65atm alla temperatura di 37,0°C. Calcolare la quantità di glucosio, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, che si deve sciogliere in acqua in modo da ottenere 0,500L di soluzione che presenti la stessa pressione osmotica del plasma sanguigno. [27,1g]
- h. Una soluzione diluita di un peptide (frazione proteica) ha una pressione osmotica di $1,39 \times 10^5$ Pa a 26,8°C. Determinare la pressione osmotica della soluzione in Pascal e in atmosfere a 59,0°C e quella di una seconda soluzione ottenuta portando, con acqua, 1,000L di soluzione a 3,000L alla temperatura di 15,0°C. $1\text{atm}=101325$ Pa. [$1,54 \times 10^5$ Pa; 1,52 atm; $0,446 \times 10^5$ Pa; 0,440atm]

CALCOLO STECCHIOMETRICO

- 1) 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.
- 2) 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.
- 3) 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.
- 4) 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? $\{\text{CuSO}_4, \text{CuCl}_2, \text{CuBr}_2, \text{Cu}(\text{NO}_3)_2\}$.
- 5) 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.
- 6) Quanto ferro si pu ottenere dalla riduzione di una tonnellata di ematite all'80%? [ematite: Fe_2O_3]
- 7) Quanti grammi di acido fosforico al 30% devono essere pesati per avere tre moli di anidride fosforica, P_4O_{10} ?

- 8) Calcolare il numero di moli di anidride borica presenti in 1000 g di acido borico al 70%. [presenti in = possibile ottenere da]
- 9) 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.
- 10) Un ossido di ferro contiene 24.12% di ferro allo stato ferroso e 48.24% allo stato ferrico. Calcolare la formula più semplice.
- 11) 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]
- 12) Da 1.00 g di un campione di solfato ferroso parzialmente sfiorito ^(a) si ottenne dopo precipitazione e calcinazione ^(b) 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, pu 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.
- 13) 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 ?
- 14) 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]
- 15) 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.
- 16) 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 pu avere.

- 17) Un composto possiede la formula 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.
- 18) Il cromo pu 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
- 19) 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: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \longrightarrow \text{P} + \text{CO}_2 + \text{CaSiO}_3$]
- 20) 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 |
- 21) 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]
- 22) 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_2 e 3.99 mg di H_2O .
Altri 11.05 mg della stessa sostanza sono stati fusi con Na_2O_2 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.
- 23) Quanti grammi di bisolfito di sodio si debbono far reagire con acido cloridrico per preparare 10 grammi di anidride solforosa ?
["bisolfito" leggesi "idrogeno solfito"]
- 24) Il metanolo, CH_3OH , è un liquido la cui densità è 0.792 g cm^{-3} . Si calcoli la massa di idrogeno contenuta in $6.50 \times 10^2 \text{ cm}^3$ di metanolo.
- 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.

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.

4b) In un recipiente di 3.5 litri vengono immerse 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 .

CONCENTRAZIONE DILUIZIONI E pH

1.

a. È data una soluzione di acido solforico H_2SO_4 al 53,6% m/m. Sapendo che la densità è 1,44g/mL, calcolare la molarità e la molalità della soluzione [7,87mol/L; 11,7mol/kg]

b. Calcolare la molarità di una soluzione ottenuta miscelando 58,3 mL di acido cloridrico 0,300M con 25,8 mL di acido cloridrico 0,450M. Assumere che il volume siano additivi. [0,346mol/L]

c. 15,3 mL di acido solforico al 19,2% m/m ($d=1,132g/mL$) sono addizionati a 35,0 mL di acido solforico avente M 0,195. Si aggiunge infine acqua in modo da portare il volume a 80,8mL. Calcolare la molarità della soluzione finale. [0,504mol/L]

1. Per determinare la concentrazione di H_2SO_4 in una soluzione sono stati titolati (10,00) mL di soluzione dell'acido con (19,20) mL di una soluzione di NaOH (0,108) M.

[(0,104)M]

2. Una soluzione acquosa di H_2SO_4 (MM= 98,086 g/mol) ha concentrazione 58.78% m/m e densità 1,485 g/mL.

Calcolare:

a) il volume di soluzione che contiene 4,450 moli di acido [500,0 mL]

b) la molarità della soluzione [8,899 M]

3. Calcolare la molarità e la %m/m di una soluzione acquosa di $Ba(OH)_2$ MM=171,4 g/mol costituita da 200g di soluto in 250mL di soluzione ($d=1,20 g/mL$). [4,67 M ; 66,7%]

4. Calcola il volume di NaOH (MM= 40,00 g/mol) al 28% m/m ($d=1.306$ g/mL), che occorre prelevare per preparare 10 L di una soluzione di NaOH che abbia pH=12. [11 mL]
5. Calcola il pH di una soluzione ottenuta mescolando 75 mL di NaNO_2 0,3 M con 30 mL di HCl 0,3 M
($K_a \text{ HNO}_2 = 4,5 \cdot 10^{-4}$) [pH= 3,53]
6. Calcola il pH di una soluzione ottenuta mescolando 85 mL di KNO_2 0,1 M con 17 mL di HCl 0,5 M
($K_a \text{ HNO}_2 = 4,5 \cdot 10^{-4}$) [pH= 2,2]
7. Calcolare il pH prima e dopo l'aggiunta di 100 mL di soluzione di HCl 0,1 M a 100 mL di:
- acqua distillata [7 e 13]
 - soluzione contenente 0,17 g di NH_3 (MM=17,03 g/mol) $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ [11,13 e 5,28]
 - soluzione di NH_3 0,2 M [11,28 e 9,26]
 - soluzione contenente 0,40 g di NaOH (MM= 40,00 g/mol) [13 e 7]
 - soluzione di CH_3COONa 0,1 M $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ [8,87 e 3,02]
 - soluzione di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,025M [12,70 e 1,6]
8. Calcolare il pH di una soluzione acquosa costituita da 250 mL di soluzione di CH_3COOH 0,1 M e da 8,2 g di CH_3COONa , supposto che il volume della soluzione non cambi per introduzione del solido e che la K_a dell'acido acetico sia $1,8 \cdot 10^{-5}$. [pH= 5,35]
9. Si devono diluire 150 mL di una soluzione di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,15 M in modo da ottenere una soluzione a pH= 12.
Calcolare il volume di acqua da aggiungere. [4,35 L]
10. Calcolare il pH di una soluzione di KHS 0,01 M conoscendo i valori delle costanti di H_2S : $K_{a1} = 9,12 \cdot 10^{-8}$ $K_{a2} = 1,20 \cdot 10^{-15}$. [10,98]
11. Calcolare la quantità di NaHCO_3 (MM= 84,00 g/mol) da aggiungere ad 1 litro di soluzione acquosa contenente 0,5 g/L di Na_2CO_3 (MM= 105,99 g/mol) per avere pH=8 ($K_{a2} = 4,4 \cdot 10^{-11}$) [90,1 g/L]
12. 50 mL di un acido organico monobasico HA 0,1 M ($K_a = 5 \cdot 10^{-6}$) vengono titolati con 51 mL di soluzione NaOH.
Calcolare:
- pH della soluzione iniziale [3,15]
 - la Molarità di NaOH [0,098 M]
 - il pH al punto equivalente [9,0]
 - Scegliere inoltre un adatto indicatore (vedi pag. 117 della dispensa di laboratorio)

13. A 15 mL di una soluzione di una soluzione di acido perclorico 0.32 M si aggiungono 10mL di una soluzione di idrossido di potassio 0.45M. Scrivere la reazione di neutralizzazione, calcolare il pH (rispetto alla specie chimica in eccesso). [1,92]
14. In base ai valori delle costanti di dissociazione dell'acido ossalico ($H_2C_2O_4$): $K_{a1}= 6,2 \cdot 10^{-2}$; $K_{a2}= 6,1 \cdot 10^{-5}$
- stabilire se è possibile titolare 100 mL di soluzione di acido ossalico 0,1 M con soluzione di NaOH 0,1 M;
 - stabilire se è possibile titolare separate se è possibile titolare separatamente l'acidità dovuta ai due protoni;
 - calcolare il pH al punto equivalente (PE); [8,40] d) scegliere l'indicatore adatto
15. E' possibile titolare un acido generico H_2A 0,1 M come acido biprotonico cioè evidenziando i due punti equivalenti? $K_{a1}= 1,2 \cdot 10^{-2}$ $K_{a2}= 5,6 \cdot 10^{-10}$
16. Si titolano 25 mL di una soluzione di H_3PO_4 0,1 M ($K_{a1}= 7,5 \cdot 10^{-3}$; $K_{a2}= 6,2 \cdot 10^{-8}$; $K_{a3}= 4,8 \cdot 10^{-13}$) con una soluzione 0,1 M di NaOH. Calcola il valore di pH dopo l'aggiunta dei seguenti volumi di titolante:
- Iniziale [1,62]
 - 10 mL [1,95]
 - 25 mL [4,67]
 - 30 mL [6,60]
 - 50 mL [9,76]
17. Si fanno reagire 35,0 mL di una soluzione di NaOH (MM= 40,00 g/mol) al 30.00% m/m (d=1.327 g/mL) con :
- 45,0 mL di una soluzione di acido nitrico(MM= 63,02 g/mol) al 35.16% m/m (d=1.215 g/mL). Calcolare i grammi di sale(85,00 g/mol) che si formano ed il pH della soluzione risultante. [25,9 g ; 13,7]
 - 55.6 mL di una soluzione di acido acetico (MM= 60,05 g/mol; $k_a=1.8 \cdot 10^{-5}$) al 36% m/m (d=1.045 g/mL). Calcolare i grammi di sale (MM= 82,03 g/mol ; considerare la neutralizzazione completa) che si formano ed il pH della soluzione risultante. [28,6 g ; 9,66]

ESERCIZI Cinetica

- Se la velocità di decomposizione di HI è 5 mmol/L.s quale sarà la velocità di formazione dell'idrogeno?
 $2HI \rightarrow H_2 + I_2$
- Nella reazione di decomposizione dell' NH_3 su platino il dato empirico indica che la velocità di reazione è costante e non dipende dalla concentrazione degli elementi della reazione
 $2NH_3 \rightarrow N_2 + 3H_2$
 Scrivere l'equazione cinetica e stabilirne l'ordine.
- Nella reazione di decomposizione di $N_2O_5 \rightarrow 2NO_2 + \frac{1}{2} O_2$ il dato empirico indica che al diminuire della concentrazione di N_2O_5 diminuisce la velocità di reazione in modo direttamente proporzionale.
 Scrivere l'equazione cinetica e stabilirne l'ordine

4. Nella reazione di decomposizione di $\text{NO}_2 \rightarrow \text{NO} + \frac{1}{2} \text{O}_2$ il dato empirico indica che al diminuire del quadrato della concentrazione di NO_2 diminuisce la velocità di reazione in modo
Scrivere l'equazione cinetica e stabilirne l'ordine
5. Nella reazione di decomposizione dell'ozono $2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{O}_2$ il dato empirico indica che al diminuire del quadrato della concentrazione di O_3 diminuisce la velocità di reazione in modo proporzionale, mentre la velocità della reazione diminuisce anche proporzionalmente all'aumentare della concentrazione dell'ossigeno. Scrivere l'equazione cinetica, stabilirne l'ordine e indicare cosa accade se aumento la concentrazione di ossigeno.
6. Data la reazione tra acetone e iodio in soluzione acquosa, catalizzata dagli ioni H^+ , $\text{CH}_3\text{COCH}_3(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_2\text{ICOCH}_3(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$ misure sperimentali hanno determinato l'equazione cinetica:
 $v = k [\text{CH}_3\text{COCH}_3] [\text{H}^+]$
Individua: a. l'ordine di reazione rispetto all'acetone b. l'ordine di reazione rispetto allo iodio c. l'ordine di reazione rispetto agli ioni H^+ d. l'ordine di reazione totale
7. Nella reazione $\text{A} \rightarrow$ prodotti, la concentrazione iniziale di A è 0,187 M e 44 secondi dopo 0,183 M. Qual è la velocità iniziale della reazione, espressa in $\text{moli l}^{-1}\text{sec}^{-1}$?
8. Nella reazione $\text{A} \rightarrow$ prodotti, si trova che $[\text{A}] = 0,550 \text{ M}$ a $t = 60,2 \text{ s}$ e $0,540 \text{ M}$ a $t = 80,3 \text{ s}$. Calcola la velocità media in questo intervallo di tempo.
9. Nella reazione $\text{A} \rightarrow$ prodotti, a $t = 0$ $[\text{A}] = 0,150 \text{ M}$. Dopo 1 minuto, $[\text{A}] = 0,145 \text{ M}$ e dopo 2 minuti $[\text{A}] = 0,141$. Calcola la velocità media della reazione durante il primo minuto e durante il secondo minuto.

Esercizi termochimica

Non è possibile determinare sperimentalmente il ΔH° di formazione (ΔH_f°) del benzene [C_6H_6 (l)] in quanto facendo reagire carbonio e idrogeno si forma una miscela di idrocarburi. Calcolare ΔH_f° del benzene sapendo che: per C_6H_6 (l) ΔH° combustione = $-3267,6 \text{ kJ/mol}$ per CO_2 (g) $\Delta H_f^\circ = -393,5 \text{ kJ/mol}$ per H_2O (l) ΔH° vaporizzazione = $+44,0 \text{ kJ/mol}$ per H_2O (g) $\Delta H_f^\circ = -241,8 \text{ kJ/mol}$

Calcolare il ΔH° di formazione di AgCl (s) sapendo che per la reazione AgBr (s) + $\frac{1}{2}\text{Cl}_2$ (g) AgCl (g) + $\frac{1}{2}\text{Br}_2$ (l) ΔH° reaz. = $-27,53 \text{ kJ}$ e che per AgBr (s) ΔH° formazione = $-99,50 \text{ kJ/mol}$

) Calcolare il ΔG° per le seguenti reazioni: a) $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ b) $\text{C}_3\text{H}_6(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$ c) $\text{I}_2(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{ICl}(\text{g})$ d) $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightarrow \text{MgO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Composto	ΔH_f°	ΔG_f°	S°
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-241.8	-228.6	+188.7
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285.8	-237.2	+69.96
$\text{C}_3\text{H}_6(\text{g})$	+20.4	+62.72	+266.9
$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$	-103.8	-23.5	+269.9
$\text{ICl}(\text{g})$	+17.6	-5.52	+247.4
$\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$	-924.66	-833.75	+63.14
$\text{MgO}(\text{s})$	-601.83	-569.57	+27

ΔH_f° e ΔG_f° in kJ mol^{-1} ; S° in $\text{J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$

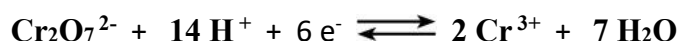
Bilanciare le seguenti ossidoriduzioni:

- c) $\text{Zn} + \text{Ag}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{AsH}_3 + \text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$ (ricorda: As assume lo stesso n.o. di N in NH_3) b) $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{As} + \text{ClO}_4^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{ClO}^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{BiO}_3^- + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- f) $\text{H}_2\text{S} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Esercizi elettrochimica

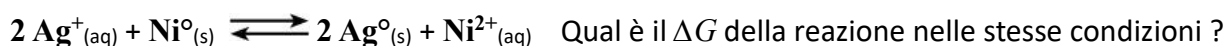
1) Calcolare, a 25°C , il potenziale di un semielemento costituito da una lamina di ferro immersa in una soluzione di solfato ferroso $5.0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$. ($E^\circ \text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^\circ = -0.447 \text{ V}$)

2) Calcolare il potenziale della semireazione:



quando la concentrazione dello ione dicromato vale 0.10 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 ΔE per la seguente reazione redox è $+1.05 \text{ V}$:



3) Calcolare la differenza di potenziale di una cella elettrochimica costituita da un elettrodo standard di argento e da un elettrodo standard di rame.

$$(E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^\circ = 0.342 \text{ V}; E^\circ \text{Ag}^+/\text{Ag}^\circ = 0.800 \text{ V})$$

- 4) Calcolare la differenza di potenziale di una cella elettrochimica costituita dalle coppie $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$ e Br_2/Br^- . Le concentrazioni delle specie in soluzione sono: $[\text{Sn}^{4+}] = 1 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$; $[\text{Sn}^{2+}] = 0.1 \text{ mol dm}^{-3}$; $[\text{Br}^-] = 0.1 \text{ mol dm}^{-3}$.
($E^\circ \text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+} = 0.151 \text{ V}$; $E^\circ \text{Br}_2/\text{Br}^- = 1.09 \text{ V}$)
- 5) Una soluzione diluita di acido solforico è elettrolizzata, a corrente costante, usando elettrodi inerti per 1500 secondi. Alla fine dell'elettrolisi sono raccolti 550 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.
- 6) Facendo l'elettrolisi di un sale allo stato fuso di formula generica 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.
- 7) 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 una sale di oro, si depositano 1.31 g del metallo. Calcolare lo stato di ossidazione dell'oro nel sale in soluzione.

Esercizi di Nomenclatura Chimica

Scrivere la formula dei seguenti composti

1. Ossido ferroso
2. Ossido rameico
3. Ossido manganoso
4. Ossido di bario
5. Pentossido di divanadio
6. Triossido di diferro
7. Anidride ipoclorosa
8. Anidride perclorica
9. Anidride fosforica
10. Anidride solforosa
11. Triossido di dicloro
12. Biossido di carbonio
13. Triossido di zolfo
14. Idrossido di calcio
15. Idrossido ferrico
16. Diidrossido di bario
17. Idrossido di sodio
18. Acido carbonico
19. Acido perclorico
20. Acido solforico
21. Acido solforoso
22. Acido ipobromoso
23. Acido clorico
24. Acido cianidrico
25. Acido bromidrico
26. Acido solfidrico
27. Acido fosforoso

28. Anidride arseniosa
29. Anidride borica
30. Monossido di azoto
31. Biossido di azoto
32. *carbonato di calcio*
33. *nitrato di bario*
34. *solfato di sodio*
35. *cloruro di alluminio*
36. *acido solforico*
37. *idrossido di calcio*
38. *ipoclorito di sodio*
39. *solfito di potassio*
40. *acido ortofosforico*
41. *acido nitroso*
42. *solfuro ferroso*
43. *perclorato di magnesio*
44. *fosfato di calcio*
45. *nitrato rameico*
46. *bicarbonato di sodio*
47. *acido solforoso*
48. *clorato di potassio*
49. *solfato ferrico*
50. *arseniato di sodio*

Scrivere il nome corrispondente alle seguenti formule:

1. Cl_2O_7
2. Na_2O
3. CuO
4. Fe_2O_3
5. FeO
6. MgO
7. Cl_2O_3
8. SO_2
9. CO
10. CO_2
11. SO_3
12. V_2O_3
13. Br_2O_3

14. I_2O_7
15. Na_2O_2
16. H_2O_2
17. $HClO_4$
18. HNO_3
19. H_3PO_4
20. H_2SO_3
21. HCN
22. H_2S
23. HI
24. $Ba(OH)_2$
25. KOH
26. $Fe(OH)_2$
27. $NaOH$
28. NH_4OH
29. NH_3
30. PH_3
31. NaH
32. $Al(OH)_3$

- a) $KClO$
- b) H_3PO_3
- c) CaS
- d) K_2CO_3
- e) K_2SO_4
- f) $NaNO_3$
- g) $HClO_4$
- h) NH_4Cl
- i) Na_2SO_3
- j) $LiNO_3$
- k) Fe_2S_3
- l) PCl_5
- m) $NaNO_2$
- n) $Cr_2(SO_4)_3$
- o) Na_2CO_3
- p) K_3AsO_4

*Buone Vacanze e Buon
lavoro!!!!!!!!!!*

Pavia, 08 giugno 2024

Il docente

Sandro Gallotti