

Preparazione per i Giochi della Chimica

Esercizi di Chimica Generale e Fisica

CCO Canada – Set di problemi #1 : Chimica Generale e Fisica (25 domande)

1. Nella reazione di bromurazione degli alcani a una certa temperatura, le costanti di velocità di sostituzione per gli atomi di idrogeno primari, secondari e terziari sono nel rapporto di 1:4:5. Per il 3-etilpentano, calcola il rapporto dei seguenti prodotti monosostituiti (assumendo che avvenga solo la monosostituzione): 1-bromo-3-etilpentano, 2-bromo-3-etilpentano, 3-bromo-3-etilpentano.

- a. 1:4:5
b. 1:4096:5
c. 5:4:1
d. 6:16:5
e. 9:24:5

2. AgCl precipita da una soluzione con concentrazioni iniziali di AgNO₃ pari a 0.01 M e KCl pari a 0.1 M, se:
a) non viene aggiunta NH₃; b) è presente 0.01 M di NH₃ nella soluzione;
c) è presente una soluzione 2 M di NH₃?

$K_{ps}(\text{AgCl}) = 1.78 \cdot 10^{-10}$ Per $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $\beta_1 = 2.09 \cdot 10^3$, $\beta_2 = 1.62 \cdot 10^7$.

- a. no, no, no
b. sì, no, no
c. sì, no, sì
d. sì, sì, no
e. sì, sì, sì

3. Quale forma è dominante nella soluzione 0.01 M di Cd(NO₃)₂ in presenza di NaBr (0.01 M)? Si assuma che non avvenga idrolisi.

Per $[\text{CdBr}_4]^{2-}$: $\log\beta_1 = 2.23$; $\log\beta_2 = 2.80$; $\log\beta_3 = 3.60$; $\log\beta_4 = 3.70$.

- a. Cd²⁺
b. $[\text{CdBr}]^+$
c. $[\text{CdBr}_2]$
d. $[\text{CdBr}_3]^-$
e. $[\text{CdBr}_4]^{2-}$

4. Gli amminoacidi e altri composti otticamente attivi nella loro forma enantiomerica pura possono racemizzare nel tempo. Determina i segni di ΔH , ΔS , ΔG (in quest'ordine) per questo processo.

- a. = 0, > 0, < 0
b. = 0, = 0, = 0
c. < 0, > 0, < 0
d. < 0, < 0, > 0
e. > 0, > 0, = 0

5. Determina l'entalpia standard di isomerizzazione del ciclopropano gassoso in propilene gassoso ($\Delta_f H^\circ = 20.4$ kJ/mol). Le entalpie standard di combustione (a CO_{2(g)} e H₂O_(l)) sono date di seguito:

grafite solida	-393.5 kJ/mol
idrogeno gassoso	-285.8 kJ/mol
ciclopropano gassoso	-2091.2 kJ/mol

- a. -35.2 kJ/mol
b. +82.5 kJ/mol
c. -14.7 kJ/mol
d. +39.3 kJ/mol
e. -32.9 kJ/mol

6. Per studiare la cinetica dell'isomerizzazione del cianato di ammonio in urea, 22.9 g di cianato di ammonio sono stati sciolti in acqua, e il volume della soluzione è stato portato a 1.00 L. Misurando il contenuto di urea nella soluzione, sono stati ottenuti i dati seguenti. Determina l'ordine della reazione.

t, min	0	20.0	50.0	65.0	150
m (urea), g	0	7.0	12.1	13.8	17.7

- a. 0
b. 1
c. 2
d. 3
e. dati insufficienti

7. Quale composto è un acido di Lewis ma non un acido di Brønsted?

- a. BF_3 d. NH_4^+
 b. piridina e. ogni acido di Lewis è anche un acido di Brønsted
 c. H_2SO_4

8. Una soluzione di tampone fosfato è stata preparata in laboratorio miscelando 70 mL di una soluzione $3 \cdot 10^{-3}$ M di ortofosfato di sodio e 30 mL di una soluzione $7 \cdot 10^{-3}$ M di acido fosforico. Le costanti di acidità di H_3PO_4 sono: $K_{a1} = 7.1 \cdot 10^{-3}$, $K_{a2} = 6.2 \cdot 10^{-8}$; $K_{a3} = 5.0 \cdot 10^{-13}$.

Calcola il valore di pH del tampone fosfato risultante.

- a. 6.2 d. 8.1
 b. 6.9 e. 8.6
 c. 7.4

9. La cella galvanica è composta da due elettrodi:

–una piastra di rame del peso di 0.92 g, immersa in 0.1 L di una soluzione 0.09 M di nitrato di rame(II);
 –una piastra d'argento del peso di 3.84 g, ricoperta con uno strato di 2.38 g di ioduro d'argento in 0.2 L di una soluzione 0.2 M di ioduro di potassio.

Qual è la massa finale della piastra d'argento (senza rivestimento) dopo che la reazione si è fermata ($fem = 0$)? $E^\circ(\text{AgI}/\text{Ag}, \Gamma) = -0.152$ V

- a. 0 g d. 1.90 g
 b. 1.25 g e. 4.92 g
 c. 1.49 g

10. Nel 1949, Willard Libby sviluppò un metodo di analisi radiometrica basato sul decadimento dell'isotopo radioattivo ^{14}C per determinare l'età di oggetti di origine biologica, per il quale ricevette il Premio Nobel nel 1960. Permette di determinare il tempo trascorso dalla morte di un oggetto biologico e dalla cessazione dello scambio di carbonio con l'aria. L'isotopo ^{14}C , la cui concentrazione era in precedenza mantenuta a un livello costante a causa di questo scambio, inizia a decadere secondo un processo del primo ordine. L'emivita di questo isotopo è di 5700 anni. I resti di un mammut contengono il 7.25% del ^{14}C radioattivo che era presente nel tessuto originale vivente. Determina l'età geologica del mammut.

- a. 15330 anni d. 78620 anni
 b. 20480 anni e. 85670 anni
 c. 21580 anni

11. In due reazioni dello stesso ordine, la differenza nell'energia di attivazione è $E_2 - E_1 = 40$ kJ/mol. A una temperatura di 293 K, il rapporto tra le costanti di velocità è $k_1/k_2 = 2$. A quale temperatura le costanti di velocità saranno uguali?

- a. 273 K d. 350 K
 b. 306 K e. 386 K
 c. 332 K

12. Nella reazione in fase gassosa $A + B \rightarrow D$, la velocità iniziale è stata misurata a diverse pressioni parziali dei reagenti (a 300 K). Sono stati ottenuti i seguenti dati:

Esperimento n°	p_A , Torr	p_B , Torr	velocità, M/s
1	5.0	20	$5.0 \cdot 10^{-7}$
2	25	4.0	$2.5 \cdot 10^{-6}$
3	20	10	$1.0 \cdot 10^{-6}$

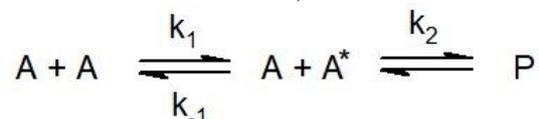
Determina gli ordini parziali di reazione per A e B, rispettivamente.

- a. 0; -1 d. 1; 0
 b. $1/2$; 0 e. 2; 1
 c. 1; -1

13. Quale delle seguenti affermazioni non può mai essere vera per un processo spontaneo?

- la variazione di energia di Gibbs è positiva
- la variazione di energia di Helmholtz è positiva
- l'energia interna del sistema diminuisce
- l'entropia dell'universo diminuisce
- la variazione di entalpia è positiva

14. Una delle teorie delle reazioni monomolecolari propone il seguente meccanismo per l'attivazione delle molecole (noto come meccanismo di Lindemann):



In questo schema, A collide con un'altra molecola di A, e una di esse forma un intermedio reattivo, ad alta energia A*, che poi si trasforma nel prodotto P in un processo monomolecolare. Usando l'approssimazione dello stato stazionario, determina l'ordine di reazione per A a basse e alte concentrazioni di A, rispettivamente.

- 0; 1
- 1; 0
- 1; 1
- 1; 2
- 2; 1

Rispondi alle domande 15-17 utilizzando le seguenti informazioni:

L'ammoniaca è il prodotto più largamente prodotto nell'industria chimica, con più di 100 milioni di tonnellate prodotte annualmente.

La sua reazione di sintesi è reversibile: $N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$.

A 200 °C e 1 atm, la costante di equilibrio espressa in frazioni molari è $K_x = 1$, mentre a 400 °C e alla stessa pressione, $K_x = 0.01$.

15. La reazione di sintesi dell'ammoniaca avviene con rilascio o assorbimento di calore?

- con il rilascio, poiché la costante di equilibrio diminuisce con l'aumentare della temperatura
- con l'assorbimento, poiché la costante di equilibrio diminuisce con l'aumentare della temperatura
- con l'assorbimento, poiché il processo è reversibile
- con l'assorbimento, poiché la reazione procede a temperature elevate
- non ci sono dati sufficienti

16. Quante moli di ammoniaca si possono formare a 200 °C da 1 mole di N_2 e 3 moli di H_2 ?

- 0.13 mmol
- 0.35 mmol
- 0.68 mmol
- 1 mmol
- 3 mmol

17. Una miscela all'equilibrio in determinate condizioni contiene 0.65 moli di N_2 , 0.25 moli di H_2 e 0.1 moli di NH_3 . In quale direzione si sposterà l'equilibrio se si aggiungono 0.25 moli di azoto a questa miscela?

- verso sinistra, poiché la costante di equilibrio è minore di 1
- verso sinistra, poiché un'ulteriore aggiunta di N_2 è termodinamicamente sfavorevole
- verso destra, poiché il reagente viene aggiunto alla miscela
- verso destra, poiché la costante di equilibrio è maggiore di 1
- dati insufficienti

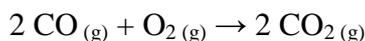
20. Quale delle seguenti affermazioni è FALSA?

- tutte le linee si intersecano nello stato di ossidazione 0 perché è una proprietà generale di tutti i diagrammi di Frost.
- la reazione di comproproporzionamento tra H_2Se e H_2SeO_3 è favorita termodinamicamente.
- SeO_3^{2-} è la forma più stabile di Se in condizioni basiche verso le reazioni di ossido-riduzione.
- confrontando allo stesso pH, S è più facile da ossidare rispetto a Se.
- H_2SO_3 tende a subire una reazione di disproporzionamento.

21. Utilizzando i dati della tabella in fondo al test, calcola β_4 per il complesso AuCl_4^- .

- 10^{15}
- 10^{18}
- 10^{21}
- 10^{26}
- 10^{37}

22. Calcola $\ln K_{\text{eq}}$ per la seguente reazione a 600 K (le entalpie e le entropie sono dipendenti dalla temperatura):



Composto	$\Delta_f H^\circ_{298}$, kJ/mol	S°_{298} , J/mol K	C_p , J/mol K
$\text{CO}_{(g)}$	-110.53	197.55	29.11
$\text{O}_{2(g)}$	-	205.04	29.83
$\text{CO}_{2(g)}$	-393.51	213.66	37.22

- ≈ 91.45
- ≈ 91.89
- ≈ 92.34
- ≈ 92.66
- ≈ 93.04

23. Calcola la solubilità (in mM) di MgNH_4PO_4 in acqua a 25 °C e pH = 4 se il suo $K_{\text{ps}} = 6.8 \cdot 10^{-14}$. (per H_3PO_4 $K_{a1} = 7.5 \cdot 10^{-3}$, $K_{a2} = 6.2 \cdot 10^{-8}$, $K_{a3} = 2.2 \cdot 10^{-13}$ e per NH_3 $K_b = 1.7 \cdot 10^{-5}$).

- $1.1 \cdot 10^{-7}$
- 0.041
- 0.48
- 0.88
- 27

24. Utilizzando i dati della tabella in fondo al test, calcola la costante di equilibrio per la reazione di KMnO_4 con H_2SO_3 a pH = 0 e 298 K (utilizzare i coefficienti interi più piccoli).

- $\approx 10^{206}$
- $\approx 10^{222}$
- $\approx 10^{231}$
- $\approx 10^{248}$
- $\approx 10^{350}$

25. 400 mL di soluzione di KOH (0.5 M) e 600 mL di soluzione di H_3PO_4 (0.167 M) sono stati miscelati. Calcola il pH della soluzione risultante (per H_3PO_4 $K_{a1} = 7.5 \cdot 10^{-3}$, $K_{a2} = 6.2 \cdot 10^{-8}$, $K_{a3} = 2.2 \cdot 10^{-13}$).

- ≈ 7.4
- ≈ 8.6
- ≈ 9.1
- ≈ 9.5
- ≈ 10.1

Informazioni di supporto:

Standard Reduction Potentials at 25°C (298 K) for Many Common Half-reactions

Half-reaction	\mathcal{E}° (V)	Half-reaction	\mathcal{E}° (V)
$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$	2.87	$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$	0.40
$Ag^{2+} + e^- \rightarrow Ag^+$	1.99	$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	0.34
$Co^{3+} + e^- \rightarrow Co^{2+}$	1.82	$Hg_2Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Hg + 2Cl^-$	0.27
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$	1.78	$AgCl + e^- \rightarrow Ag + Cl^-$	0.22
$Ce^{4+} + e^- \rightarrow Ce^{3+}$	1.70	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow H_2SO_3 + H_2O$	0.20
$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$	1.69	$Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu^+$	0.16
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$	1.68	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0.00
$IO_4^- + 2H^+ + 2e^- \rightarrow IO_3^- + H_2O$	1.60	$Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$	-0.036
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	1.51	$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	-0.13
$Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$	1.50	$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	-0.14
$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$	1.46	$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$	-0.23
$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	1.36	$PbSO_4 + 2e^- \rightarrow Pb + SO_4^{2-}$	-0.35
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1.33	$Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd$	-0.40
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	1.23	$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0.44
$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	1.21	$Cr^{3+} + e^- \rightarrow Cr^{2+}$	-0.50
$IO_3^- + 6H^+ + 5e^- \rightarrow \frac{1}{2}I_2 + 3H_2O$	1.20	$Cr^{3+} + 3e^- \rightarrow Cr$	-0.73
$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$	1.09	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	-0.76
$VO_2^+ + 2H^+ + e^- \rightarrow VO^{2+} + H_2O$	1.00	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0.83
$AuCl_4^- + 3e^- \rightarrow Au + 4Cl^-$	0.99	$Mn^{2+} + 2e^- \rightarrow Mn$	-1.18
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$	0.96	$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	-1.66
$ClO_2 + e^- \rightarrow ClO_2^-$	0.954	$H_2 + 2e^- \rightarrow 2H^-$	-2.23
$2Hg^{2+} + 2e^- \rightarrow Hg_2^{2+}$	0.91	$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	-2.37
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	0.80	$La^{3+} + 3e^- \rightarrow La$	-2.37
$Hg_2^{2+} + 2e^- \rightarrow 2Hg$	0.80	$Na^+ + e^- \rightarrow Na$	-2.71
$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	0.77	$Ca^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$	-2.76
$O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O_2$	0.68	$Ba^{2+} + 2e^- \rightarrow Ba$	-2.90
$MnO_4^- + e^- \rightarrow MnO_4^{2-}$	0.56	$K^+ + e^- \rightarrow K$	-2.92
$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$	0.54	$Li^+ + e^- \rightarrow Li$	-3.05
$Cu^+ + e^- \rightarrow Cu$	0.52		

Formule utili:

Relazione tra la costante di equilibrio, l'energia di Gibbs, l'entalpia e l'entropia:

$$-RT \ln K_{eq} = \Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

Equazione di Nernst per una semi-cella elettrochimica:

$$E = E^\circ + (RT/nF) \ln([Ox]/[Red])$$

Forza elettromotrice:

$$E_{fem} = -\Delta G/nF$$

Equazione di Arrhenius:

$$k = A e^{(-E_a/RT)}$$

Dipendenza dalla temperatura di ΔH e ΔS :

$$\Delta_f H_T = \Delta_f H_{298} + C_p(T - 298)$$

$$S_T = S_{298} + C_p \ln(T/298)$$