

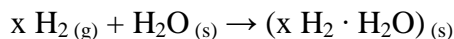
Preparazione per i Giochi della Chimica

Esercizi di Chimica

Set di problemi CCO #3

1. Gli idrati di idrogeno sono composti particolari che vengono prodotti trattando ghiaccio raffreddato con idrogeno ad alta pressione. In condizioni standard, sono termodinamicamente instabili.

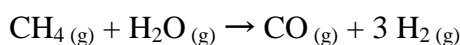
Per la seguente reazione,



Determina i segni di ΔH , ΔS , ΔG (in questo ordine).

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

Il syngas (gas di sintesi) è una miscela di idrogeno e monossido di carbonio, solitamente ottenuta tramite steam reforming del gas naturale:



Considera questo processo per le domande 2–5.

2. Caratterizza la spontaneità della reazione dato $\Delta H^\circ = 205.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ e $\Delta S^\circ = 214.2 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

- a. la reazione è sempre spontanea
- b. la reazione non è mai spontanea
- c. la reazione è spontanea a temperature molto basse
- d. la reazione è spontanea a temperature molto alte
- e. la spontaneità della reazione non può essere determinata dalle informazioni fornite

3. Quale effetto sulla resa di syngas sarà causato dall'aumento della pressione in un sistema chiuso?

- a. aumenterebbe perché l'equilibrio si sposterebbe verso i prodotti
- b. diminuirebbe perché l'equilibrio si sposterebbe verso i prodotti
- c. aumenterebbe perché l'equilibrio si sposterebbe verso i reagenti
- d. diminuirebbe perché l'equilibrio si sposterebbe verso i reagenti
- e. non cambierebbe

4. Quale effetto sulla resa di syngas sarà causato dall'aumento della temperatura?

- a. aumenterebbe perché l'equilibrio si sposterebbe verso i prodotti
- b. diminuirebbe perché l'equilibrio si sposterebbe verso i prodotti
- c. aumenterebbe perché l'equilibrio si sposterebbe verso i reagenti
- d. diminuirebbe perché l'equilibrio si sposterebbe verso i reagenti
- e. non cambierebbe

5. Calcola la costante di equilibrio di questa reazione a 300°C .

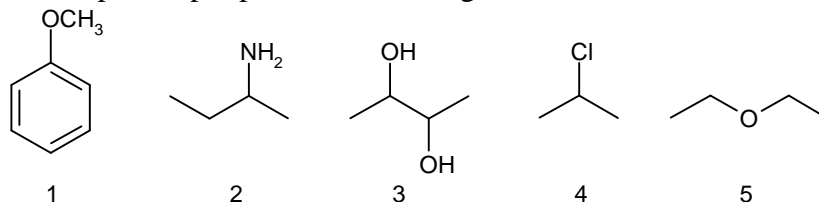
- | | |
|------------------------------------------|------------------------------------------|
| a. $K_{\text{eq}} = 2.68 \cdot 10^{-8}$ | d. $K_{\text{eq}} = 1.42 \cdot 10^{12}$ |
| b. $K_{\text{eq}} = 2.27 \cdot 10^{-25}$ | e. $K_{\text{eq}} = 3.67 \cdot 10^{-18}$ |
| c. $K_{\text{eq}} = 1.48 \cdot 10^{11}$ | |

6. La costante di equilibrio K_c per il processo $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2 \text{HI}$ ad una certa temperatura è 40.

Determina quale percentuale di idrogeno si trasformerà in HI se le concentrazioni iniziali di queste sostanze (sia H_2 , I_2 che HI) sono le stesse e ammontano a 0.010 M.

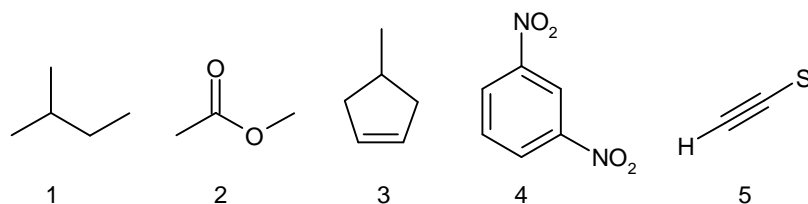
- | | |
|--------|--------|
| a. 48% | d. 76% |
| b. 80% | e. 64% |
| c. 86% | |

7. Quale dei seguenti composti è più probabile che reagisca con i nucleofili?



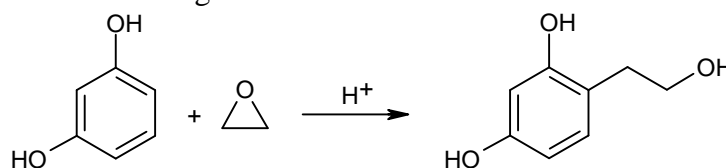
- a. 1
b. 2
c. 3
d. 4
e. 5

8. Per quali dei seguenti composti osserveresti un numero diverso di segnali negli spettri ^{13}C e ^1H NMR?



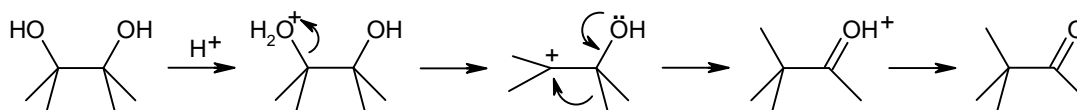
- a. 1 e 3
b. 2 e 4
c. 2, 4 e 5
d. solo 4
e. solo 5

9. Qual è il tipo di reazione data di seguito?

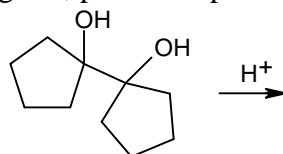


- a. riarrangiamento
b. addizione elettrofila
c. addizione nucleofila
d. eliminazione
e. sostituzione elettrofila

10. Il riarrangiamento pinacolo-pinacolone è un metodo per convertire un 1,2-diolo in un composto carbonilico in condizioni acide. Le fasi chiave del meccanismo sono la formazione di un carbocatione e una migrazione 1,2 di un gruppo alchilico:

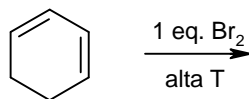


Per il materiale di partenza indicato di seguito, prevedi il prodotto principale della reazione:



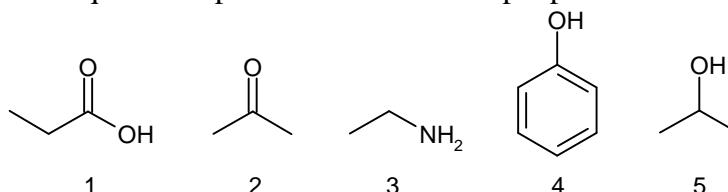
- a.
- b.
- c.
- d.
- e.

11. Qual è il prodotto principale della reazione indicata di seguito (la quantità in moli di bromo è uguale alla quantità in moli del materiale di partenza)?



- a. 3,4-dibromocicloes-1-ene
 b. 3,6-dibromocicloes-1-ene
 c. 1,2,3,4-tetrabromocicloesano
 d. 5-bromocicloesa-1,3-diene
 e. 1-bromocicloesa-1,3-diene

12. La soluzione acquosa di quale composto avrà il valore di pH più basso?

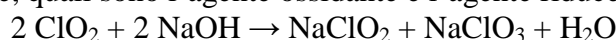


- a. 1
 b. 2
 c. 3
 d. 4
 e. 5

13. Scegli il numero di ossidazione corretto per ciascun elemento nel sale complesso $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ (da sinistra a destra):

- a. +1, -3, -2, +1
 b. -1, +3, +2, -2
 c. +1, +3, -2, +1
 d. +1, +6, -2, +1
 e. +1, +9, -3, +1

14. Nella seguente reazione, quali sono l'agente ossidante e l'agente riducente?



- a. NaOH , ClO_2
 b. ClO_2 , NaOH
 c. ClO_2 , NaClO_3
 d. ClO_2 , NaClO_3
 e. ClO_2 , ClO_2

15. I sali del metallo X e le loro soluzioni tendono ad essere vivacemente colorati. Probabilmente il suo famoso composto con soluzione acquosa intensamente viola, contenente X nel più alto stato di ossidazione, è ampiamente utilizzato sia nella chimica inorganica che organica a causa delle sue proprietà di ossidazione. In mezzi di diversa acidità, viene ridotto a vari stati di ossidazione formando soluzioni leggermente rosa a pH basso, precipitato marrone scuro o nero a pH neutro e soluzioni verde intenso a pH elevato. Indica il nome del metallo X.

- a. Cr
 b. Ir
 c. S
 d. Mn
 e. Bi

Nei problemi 16–18, dove necessario, usa $F = 96485 \text{ C mol}^{-1}$.

16. Una semicella in una cella voltaica a 60°C è costruita da filo di piombo immerso in una soluzione 0.65 M di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. L'altra semicella è costituita da un elettrodo di cadmio in una soluzione 0.24 M di $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$. Calcola la forza elettromotrice (fem) della cella.

- a. 0.270 V
 b. 0.299 V
 c. 0.284 V
 d. 0.256 V
 e. -0.284 V

17. Usando i potenziali standard di reazione, calcola la costante di equilibrio (in condizioni standard) della reazione data:



- a. $K_{\text{eq}} = 1.41 \cdot 10^{125}$ d. $K_{\text{eq}} = 2.67 \cdot 10^{-63}$
 b. $K_{\text{eq}} = 3.75 \cdot 10^{62}$ e. $K_{\text{eq}} = 3.27 \cdot 10^{35}$
 c. $K_{\text{eq}} = 3.27 \cdot 10^{12}$

18. Un elettrodo di cloruro d'argento è un tipo di elettrodo di riferimento, comunemente usato nelle misurazioni elettrochimiche. L'equilibrio è tra il metallo d'argento solido e il suo sale solido poco solubile, cloruro d'argento. L'elettrodo è immerso in una soluzione di cloruro (solitamente un cloruro alcalino, come KCl) di una data concentrazione.

Il valore di un potenziale di riduzione standard di questo elettrodo deriva direttamente dal potenziale di semi-reazione per l'elettrodo d'argento (Ag^+/Ag) ed è determinato per una soluzione con una concentrazione 1 M di Cl^- .

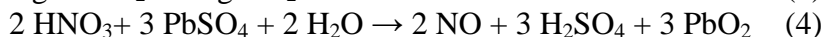
Usando l'equazione di Nernst, calcola la costante del prodotto di solubilità per AgCl.

- a. $K_{\text{ps}} = 1.90 \cdot 10^{-4}$ d. $K_{\text{ps}} = 2.95 \cdot 10^{-14}$
 b. $K_{\text{ps}} = 1.55 \cdot 10^{-10}$ e. $K_{\text{ps}} = 1.24 \cdot 10^{-5}$
 c. $K_{\text{ps}} = 6.44 \cdot 10^9$

19. Quale dei seguenti composti è il miglior ossidante a pH = 0?

- a. KMnO_4 d. VO_2NO_3
 b. PbO_2 e. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 c. $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$

20. Quali dei seguenti processi sono spontanei in condizioni standard (25°C, 1 atm)?



- a. solo 1 d. 1 e 3
 b. 1, 3 e 4 e. tutti
 c. 2 e 4

Utilizzare le informazioni seguenti per i problemi 21, 22 e 23.

La velocità delle reazioni chimiche può essere espressa in forma generale come

$$v = k [\text{A}]^m [\text{B}]^n \dots$$

dove k è una costante che dipende dalla temperatura. Gli esponenti m e n (e successivi) a cui vengono elevate le concentrazioni dei reagenti sono semplicemente uguali ai coefficienti stechiometrici nel caso di reazioni cosiddette elementari. Questi esponenti sono chiamati ordini rispetto a un reagente specifico e la loro somma è l'ordine complessivo di reazione.

21. La reazione di decomposizione $2 \text{HI}_{(\text{g})} \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + \text{I}_{2(\text{g})}$ è di 2° ordine con una costante di velocità $k = 5.95 \cdot 10^{-8} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$. Indica la velocità iniziale di reazione ad una pressione di 1 atm e una temperatura di 600 K.

- a. $2.45 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$ d. $1.21 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 b. $1.21 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$ e. $2.45 \cdot 10^{-9} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 c. $9.95 \cdot 10^{-9} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

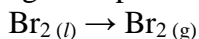
22. La velocità di una reazione in fase gassosa è data dall'equazione $v = k[A]^2[B]$. In quale rapporto tra le concentrazioni di A e B la velocità iniziale di reazione sarà massima ad una pressione totale fissa?

- a. $[A]:[B] = 2:1$
 b. $[A]:[B] = 1:1$
 c. $[A]:[B] = 1:2$
 d. $[A]:[B] = 4:1$
 e. $[A]:[B] = 1:16$

23. Di quante volte e in quale direzione cambierebbe la velocità della reazione elementare in fase gassosa $A \rightarrow 2D$ se la pressione aumentasse di 3 volte?

- a. non cambierebbe
 b. diminuirebbe di 3 volte
 c. aumenterebbe di 3 volte
 d. diminuirebbe di 9 volte
 e. aumenterebbe di 9 volte

24. Calcola il punto di ebollizione del bromo elementare (che è definito come la temperatura alla quale l'evaporazione diventa spontanea), se per il seguente processo:



sono noti i seguenti valori: $\Delta H^\circ = 30.9 \text{ kJ mol}^{-1}$ e $\Delta S^\circ = 93 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

- a. 59°C
 b. 332°C
 c. 93°C
 d. 3°C
 e. 146°C

25. Indica quali, tra i seguenti processi, sono esotermici.

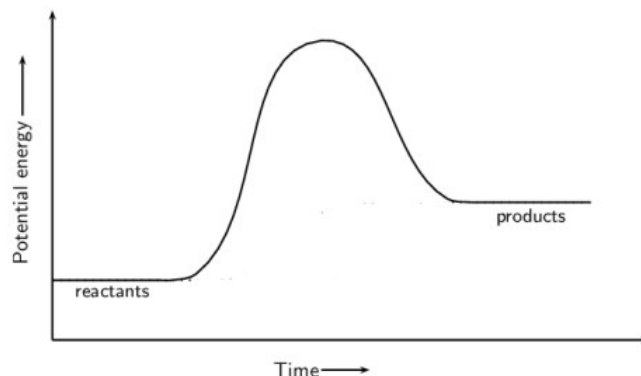
- sublimazione del ghiaccio secco (1)
 deidratazione del solfato di sodio decaidrato (2)
 combustione del legno in un camino (3)
 reazione di idrossido di sodio con acido cloridrico (4)
 congelamento dell'ammoniaca liquida (5)

- a. 1 e 2
 b. 3, 4 e 5
 c. 1, 3 e 4
 d. 3 e 4
 e. solo 3

26. Quale affermazione è vera per qualsiasi processo spontaneo che stiamo indagando?

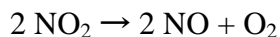
- a. l'entropia dell'universo aumenta
 b. l'entropia dell'universo diminuisce
 c. l'entropia dell'universo rimane la stessa
 d. l'entropia del sistema aumenta
 e. l'entropia del sistema rimane la stessa

27. Dal diagramma delle coordinate di reazione, stabilisci se la reazione è eso- o endotermica e come si confrontano l'energia di attivazione E_a e l'entalpia della reazione ΔH ?



- a. è esotermica e $\Delta H > E_a$
 b. è endotermica e $\Delta H > E_a$
 c. è esotermica e $\Delta H < E_a$
 d. è endotermica e $\Delta H < E_a$
 e. è endotermica e $\Delta H = E_a$

28. Il biossido di azoto può decomporsi reversibilmente per formare monossido di azoto e ossigeno elementare secondo la reazione:

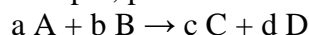


La costante di equilibrio di questa reazione è pari a 0.119 a 700 K e 9.39 a 900 K.

In quale direzione (diretta o inversa) procederà la reazione ad entrambe le temperature, se la miscela contiene 0.15 M di NO_2 , 0.33 M di NO , 0.080 M di O_2 .

- diretta a 700 K, inversa a 900 K
- diretta a 700 K, diretta a 900 K
- inversa a 700 K, inversa a 900 K
- inversa a 700 K, diretta a 900 K
- le direzioni non possono essere determinate dalle informazioni fornite

29. L'entalpia e l'entropia di qualsiasi reazione possono essere calcolate dalle entropie e dalle entalpie di formazione di reagenti e prodotti. Ad esempio, per una reazione generale:

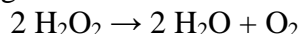


$$\Delta_r H^\circ = c\Delta_f H^\circ(\text{C}) + d\Delta_f H^\circ(\text{D}) - a\Delta_f H^\circ(\text{A}) - b\Delta_f H^\circ(\text{B})$$

$$\Delta_r S^\circ = cS^\circ(\text{C}) + dS^\circ(\text{D}) - aS^\circ(\text{A}) - bS^\circ(\text{B})$$

Le entalpie molari standard di formazione di composti omonucleari nelle loro forme allotropiche più stabili ($\text{Cl}_2(\text{g})$, $\text{N}_2(\text{g})$, $\text{Br}_2(\text{l})$, ecc.) sono pari a zero.

Calcola $\Delta_r G^\circ$ (a 25°C) per la reazione seguente:



sapendo che: $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_2) = -191.4 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -187.8 \text{ kJ mol}^{-1}$;

$S^\circ(\text{H}_2\text{O}_2) = 142.4 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $S^\circ(\text{H}_2\text{O}) = 100.5 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $S^\circ(\text{O}_2) = 205.04 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

- | | |
|-------------------------------------------------|-------------------------------------------------|
| a. $\Delta_r G^\circ = -45 \text{ kJ mol}^{-1}$ | d. $\Delta_r G^\circ = -41 \text{ kJ mol}^{-1}$ |
| b. $\Delta_r G^\circ = -33 \text{ kJ mol}^{-1}$ | e. $\Delta_r G^\circ = 33 \text{ kJ mol}^{-1}$ |
| c. $\Delta_r G^\circ = -29 \text{ kJ mol}^{-1}$ | |

30. Calcola la solubilità (in M) di ioduro di piombo (II) in acqua a 20 °C se il suo prodotto di solubilità (costante di equilibrio per il processo di dissoluzione) in queste condizioni è pari a $4.41 \cdot 10^{-9}$.

- | | |
|-----------------------------------|-----------------------------------|
| a. $4.41 \cdot 10^{-9} \text{ M}$ | d. $1.64 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ |
| b. $1.03 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ | e. $6.64 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ |
| c. $3.32 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ | |

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 :

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

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