

Soluzioni

CAPITOLO 19

VERIFICA LE TUE CONOSCENZE

LA COSTANTE DI EQUILIBRIO K_c

1

a. Data una reazione chimica reversibile



$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

b. Il valore della costante K_c dipende solo dalla temperatura.

c. K_c si esprime in $(\text{mol/L})^{\Delta n}$.

2

a.
$$K_c = \frac{[\text{NO}_{2(g)}]^2}{[\text{N}_{2(g)}] \cdot [\text{O}_{2(g)}]^2}$$

b.
$$K_c = \frac{[\text{O}_{3(g)}]^2}{[\text{O}_{2(g)}]^3}$$

c.
$$K_c = \frac{[\text{SO}_{3(g)}] \cdot [\text{NO}_{(g)}]}{[\text{SO}_{2(g)}] \cdot [\text{NO}_{2(g)}]}$$

d.
$$K_c = \frac{[\text{CF}_{4(g)}] \cdot [\text{HF}_{(g)}]^4}{[\text{CH}_{4(g)}] \cdot [\text{F}_{2(g)}]^4}$$

3

Ⓐ
$$K_c = \frac{[\text{N}_2]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{NH}_3]^4 \cdot [\text{O}_2]^3}$$



5 Ⓐ all'equilibrio dei reagenti e dei prodotti.

LA COSTANTE DI EQUILIBRIO K_p

6 $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$. R è la costante generale dei gas ideali, pari a $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Se $\Delta n = 0$, si ha che $(RT)^{\Delta n} = 1$, e quindi $K_p = K_c$.

7

a.
$$K_p = \frac{p_{\text{CO}} \cdot (p_{\text{H}_2})^3}{p_{\text{CH}_4} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}}$$

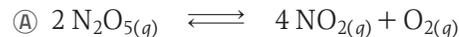
b.
$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}})^4 \cdot (p_{\text{H}_2\text{O}})^6}{(p_{\text{NH}_3})^4 \cdot (p_{\text{O}_2})^5}$$

c.
$$K_p = \frac{(p_{\text{NOCl}})^2}{(p_{\text{NO}})^2 \cdot (p_{\text{Cl}_2})}$$

8

Ⓐ
$$K_p = \frac{(p_{\text{CO}_2})^2}{(p_{\text{CO}})^2 \cdot (p_{\text{O}_2})}$$

9



GLI EQUILIBRI ETEROGENEI

10 Per i liquidi puri o i solidi raddoppiando la quantità in moli raddoppia anche il volume, quindi il rapporto moli/volume non cambia e conseguentemente la concentrazione rimane costante. Quindi, poiché le concentrazioni molari di liquidi puri e solidi sono costanti, i loro valori sono esclusi dal calcolo di K_c .

11

a.
$$K_c = \frac{[\text{SnCl}_4]}{[\text{Cl}_2]^2} \quad K_p = \frac{p_{\text{SnCl}_4}}{(p_{\text{Cl}_2})^2}$$

b.
$$K_c = \frac{[\text{C}_2\text{H}_6]}{[\text{H}_2]^3} \quad K_p = \frac{p_{\text{C}_2\text{H}_6}}{(p_{\text{H}_2})^3}$$

c.
$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2]} \quad K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{H}_2}}$$

12 Si tratta di una reazione: Ⓑ in fase eterogenea.

13 Espressione che rappresenta la costante di equilibrio K_c : Ⓐ $K_c = [\text{O}_2]^3$.

IL QUOZIENTE DI REAZIONE

14 Se $Q_c < K_c$ le concentrazioni dei prodotti sono ancora troppo basse e quelle dei reagenti troppo alte; per raggiungere l'equilibrio la reazione deve procedere verso destra.

Se $Q_c = K_c$ la reazione è all'equilibrio.

Se $Q_c > K_c$ le concentrazioni dei prodotti sono ancora troppo alte e quelle dei reagenti troppo basse; per raggiungere l'equilibrio la reazione deve procedere verso sinistra.

15 La reazione: Ⓐ procede da sinistra verso destra.

16 $Q_p = [\text{O}_2]^3$.

RELAZIONE TRA ΔG° E LA COSTANTE DI EQUILIBRIO

17 $\Delta G^\circ = -RT \ln Q$.

ΔG° = variazione dell'energia libera in condizioni standard.

R = costante universale dei gas = $8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- 18** All'equilibrio $\Delta G^\circ = -RT \ln K$.
- Se $\Delta G^\circ < 0$ la reazione procede spontaneamente verso destra, quindi $\ln K > 0$, $K > 1$.
 - Se $\Delta G^\circ = 0$ la reazione non tende né a destra né a sinistra, quindi $\ln K = 0$, $K = 1$.
 - Se $\Delta G^\circ > 0$ la reazione procede spontaneamente verso sinistra, quindi $\ln K < 0$, $K < 1$.
- 19** La reazione procede verso:
- Ⓒ sinistra e il valore di $\ln K$ è negativo.

IL PRINCIPIO DI LE CHÂTELIER

- 20** Aggiungendo a un sistema chimico all'equilibrio una quantità di reagente, la velocità diretta v_d diventa maggiore della velocità inversa v_i e il sistema reagisce trasformando i reagenti in prodotti; quando le due velocità sono di nuovo uguali si ha una nuova posizione di equilibrio, con nuove concentrazioni dei componenti tali da lasciare invariata K_c a temperatura costante. Sottraendo una quantità di reagente, v_i diventa maggiore di v_d e l'equilibrio si sposta verso la formazione di reagenti dai prodotti; quando $v_i = v_d$ si ha un nuovo equilibrio, con nuove concentrazioni dei componenti tali da lasciare invariata K_c a temperatura costante. Quindi un aumento di concentrazione dei reagenti sposta l'equilibrio a destra, mentre una diminuzione di concentrazione dei reagenti sposta l'equilibrio a sinistra.

- 21**
- Aumentando le moli di $H_{2(g)}$ l'equilibrio si sposta a destra;
 - diminuendo le moli di $CO_{(g)}$ l'equilibrio si sposta a destra;
 - diminuendo le moli di $CO_{2(g)}$ l'equilibrio si sposta a sinistra.
- 22** Mantenendo costante la pressione e aggiungendo ammoniaca: Ⓑ l'equilibrio si sposta verso sinistra.
- 23** L'equilibrio si sposta verso sinistra aumentando la concentrazione di NO.
- 24** Aumentando la concentrazione di I_2 , l'equilibrio si sposta verso destra e il valore della costante di equilibrio K_c non cambia.
- 25** Un aumento di pressione sposta l'equilibrio:
- nella direzione in cui si ha diminuzione del numero delle moli, quindi verso destra;
 - nella direzione in cui si ha diminuzione del numero delle moli, quindi verso sinistra.

- 26**
- $\Delta H > 0$: la reazione è endotermica;
 - aumentando la temperatura l'equilibrio si sposta verso destra e K_c aumenta;
 - diminuendo la temperatura l'equilibrio si sposta verso sinistra e K_c diminuisce.
 - $\Delta H < 0$: la reazione è esotermica;
 - aumentando la temperatura l'equilibrio si sposta verso sinistra e K_c diminuisce;
 - diminuendo la temperatura l'equilibrio si sposta verso destra e K_c aumenta.
- 27**
- $\Delta H = 181$ kJ; reazione endotermica: aumentando la temperatura l'equilibrio si sposta verso destra;
 - $\Delta H = -276$ kJ; reazione esotermica: aumentando la temperatura l'equilibrio si sposta verso sinistra.
- 28** Aumenta all'aumentare della T per una reazione: Ⓑ endotermica.
- 29** La quantità di un prodotto (in una reazione endotermica e con Δn maggiore di zero) aumenta:
- aumentando la concentrazione dei reagenti;
 - sottraendo il prodotto che si forma;
 - aumentando la temperatura;
 - diminuendo la pressione.

VERIFICA LE TUE ABILITÀ

- 30** Valore di $K_c = 0,49$ mol/L.
- 31** Valore di $K_c = 1,34$ mol/L.
- 32** Valore di K_c : Ⓓ 1,7 mol/L.
- 33** Valore di $K_p = 1,64 \cdot 10^{-1}$ atm.
- 34** Valore di $K_p = 9,02 \cdot 10^{-2}$ atm.
- 35** Valore di $K_c = 6,87 \cdot 10^3$ (mol/L)⁻¹.
- 36** Valore di K_p : Ⓓ $2,36 \cdot 10^3$.
- 37** Valore di $K_c = 1,6 \cdot 10^{-1}$ (mol/L)².
- 38**
- $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$
 - $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$
- 39** $Q_c = 1$; $K_c = 46$; $Q_c < K_c$. La reazione procede verso destra e quindi la concentrazione tenderà ad aumentare.
- 40** $Q_p = 6 \cdot 10^{-1}$ atm; $K_p = 9,8 \cdot 10^{-1}$ atm; $Q_p < K_p$. La reazione procede verso sinistra e quindi la pressione di NO_2 tenderà ad aumentare.
- 41** Concentrazione triossido di zolfo: $[SO_3] = 1,03 \cdot 10^{-1}$ mol/L.

- 42** Concentrazione tricloruro di fosforo:
 $[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,025 \text{ mol/L}$.
- 43** Concentrazione ioduro di idrogeno:
 $[\text{HI}] = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.
- 44** Costante di equilibrio $K_c = 1,43$.
- 45** Ioduro di idrogeno all'equilibrio: 199,3 g.
- 46** Costante di equilibrio $K_p = 1,16 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$.
- 47** $\Delta G^\circ = 4,838 \text{ kJ}$.
- 48** Aumentando la concentrazione di carbonio:
 Ⓒ la posizione di equilibrio non cambia.
- 49** $2 \text{ SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{ SO}_3 \text{ } (\Delta H < 0)$; aumentando la temperatura l'equilibrio si sposta a sinistra e la concentrazione dell'ossigeno aumenta.
- 50**
- Un aumento di temperatura sposta l'equilibrio a sinistra.
 - Un aumento di pressione sposta l'equilibrio a destra.
 - Una diminuzione delle moli di N_2O sposta l'equilibrio a destra.
 - La presenza di un catalizzatore non modifica la posizione dell'equilibrio.
- 51** All'equilibrio, diminuendo la temperatura:
 Ⓑ l'equilibrio si sposta verso destra.
- 52** Aumentando la concentrazione di CCl_4 :
 Ⓑ aumentano le moli di CH_4 e Cl_2 .
- 53** All'equilibrio, diminuendo la temperatura:
 Ⓑ l'equilibrio si sposta verso destra.
- 54** L'equilibrio può essere spostato a sinistra:
 Ⓒ diminuendo la pressione e aumentando la temperatura.
- 55** All'equilibrio, la concentrazione di NO_2 può essere aumentata:
 Ⓐ aumentando le moli di NO .
- 56** A temperatura costante, un aumento di pressione provoca lo spostamento:
 Ⓓ dell'equilibrio **b** verso destra e non ha alcun effetto sull'equilibrio **a**.
- 57** Se, a temperatura e volume costanti, viene aggiunto azoto, la posizione dell'equilibrio:
 Ⓒ non cambia.

TEST YOURSELF

- 58**  Equilibrium constant $K_c = 50$.
- 59**  Equilibrium constant $K_p = 3,5 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$.

- 60**  Equilibrium constant $K_c = 5,77 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.
- 61**  Equilibrium constant $K_c = 0,05 \text{ mol/L}$.
- 62**  To the equilibrium, when occur:
- a decrease in H_2 moles, the equilibrium moves to the left;
 - an increase in HCl moles, the equilibrium moves to the left;
 - an increase in Cl_2 moles, the equilibrium moves to the right.

VERSO I GIOCHI DELLA CHIMICA

- 63** Si deduce che la reazione è: Ⓒ atermica.
- 64** All'equilibrio, si ha $[\text{C}] = [\text{A}]$ per il valore della concentrazione molare di B: Ⓒ 1,14.

VERSO L'UNIVERSITÀ

- 65** Quando il gas della bollicina si sposta verso l'alto:
 Ⓐ la pressione diminuisce e il volume aumenta.
- 66** Si dice che una reazione raggiunge lo stato di equilibrio chimico quando:
 Ⓐ la velocità della reazione diretta è uguale alla velocità della reazione inversa.

VERSO L'ESAME: LE TUE COMPETENZE
IPOTIZZA

- 67** $Q_c = 0,048$; $K_c = 0,011$; $Q_c > K_c$. La reazione per raggiungere l'equilibrio procede verso sinistra.

COLLEGA E CALCOLA

- 68** Concentrazione del pentacloruro di fosforo:
 $[\text{PCl}_5] = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$.

IPOTIZZA

- 69** $Q_c = 0,67$; $K_c = 0,56$; $Q_c > K_c$. La reazione per raggiungere l'equilibrio procede verso sinistra.

COLLEGA E CALCOLA

- 70** Valore di $K_c = 8,6 \cdot 10^{-5} \text{ (mol/L)}^2$.

COLLEGA E CALCOLA

- 71** All'equilibrio: $m_{\text{NO}} = 0,21 \text{ g}$; $[\text{NO}] = 0,07 \text{ g/L}$.

COLLEGA E CALCOLA

- 72** Reazione di sintesi dello ioduro di idrogeno.
 $\Delta G^\circ = -25,019 \text{ kJ}$.

DEDUCI

- 73**
- Un aumento delle moli di H₂ sposta l'equilibrio a sinistra.
 - Una diminuzione delle moli di H₂S sposta l'equilibrio a sinistra.
 - Un aumento della temperatura sposta l'equilibrio a destra.
 - Una diminuzione di volume sposta l'equilibrio a sinistra.

DEDUCI

- 74**
- Un aumento di moli di ferro non sposta l'equilibrio.
 - Una diminuzione di moli di Fe₃O₄ non sposta l'equilibrio.
 - Un aumento di moli di H₂O sposta l'equilibrio a destra.
 - La presenza di un catalizzatore non sposta l'equilibrio.

IPOTIZZA

- 75** Causeranno lo spostamento dell'equilibrio verso destra:
- aumento della concentrazione dei prodotti;
 - diminuzione della concentrazione dei reagenti;
 - aumento della pressione;
 - diminuzione della temperatura.

IPOTIZZA E ARGOMENTA

- 76**
- Reazione di sintesi dell'ammoniaca:

$$3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)} \quad \text{reazione esotermica}$$
 - L'utilizzo da parte di Haber di un catalizzatore con una temperatura superiore a 400 °C comportava come effetto indesiderato un'alta temperatura, cosa che spostava l'equilibrio della reazione verso sinistra, in quanto esotermica, decomponendo così l'eventuale ammoniaca prodotta.
 - L'aumento di pressione adottato da Bosch risolse il problema del metodo di Haber, dato che l'aumento di pressione sposta l'equilibrio della reazione verso il prodotto, in quanto ha un minor numero di moli.

LEGGI E SPIEGA

- 77** L'emoglobina (Hb) contenuta nei globuli rossi lega e trasporta l'ossigeno. L'equilibrio: $\text{Hb} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{HbO}_2$ è regolato, secondo il principio di Le Châtelier, dalla pressione dell'ossigeno (p_{O_2}). Negli alveoli polmonari la pressione dell'ossigeno è elevata e sposta l'equilibrio a destra; l'ossigeno si lega all'emoglobina e viene poi rilasciato nei distretti periferici dell'organismo, dove la pressione di quest'ultimo, più bassa, sposta l'equilibrio a sinistra.