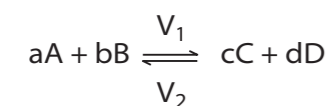


Equilíbrio Químico

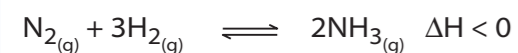
Equilíbrio Químico

Acontece com reações reversíveis



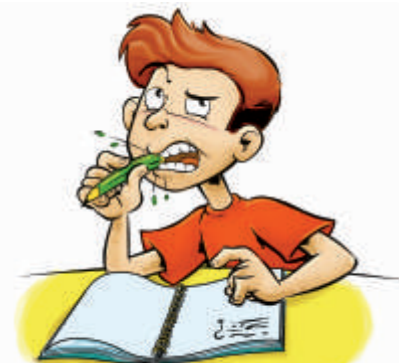
No equilíbrio:

- $V_1 = V_2$
- [R] e [P] são constantes
- a reação não está parada

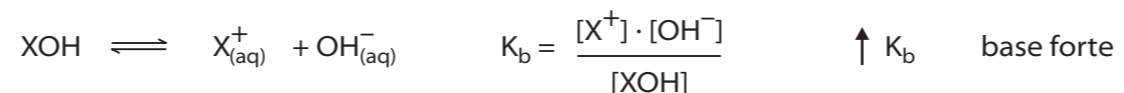
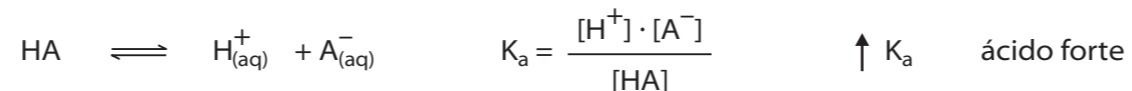


$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} \quad K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3}$$

- 1) Aumento da concentração de N_2 e/ou H_2 : desloca para a direita
- 2) Aumento da concentração de NH_3 : desloca para a esquerda
- 3) Diminuição da concentração de N_2 e/ou H_2 : desloca para a esquerda
- 4) Diminuição da concentração de NH_3 : desloca para a direita
- 5) Aumento da pressão: desloca o equilíbrio para a direita (menor volume)
- 6) Diminuição da pressão: desloca o equilíbrio para a esquerda (maior volume)
- 7) Aumento da temperatura: desloca o equilíbrio para a esquerda (endotérmica)
- 8) Diminuição da temperatura: desloca o equilíbrio para a direita (exotérmica)



Equilíbrio Iônico

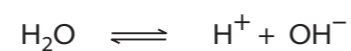


Lei da Diluição de Ostwald

$$K_i = \frac{M \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Quanto mais diluída for uma solução, maior será o seu grau de ionização (α).

Equilíbrio Iônico da Água



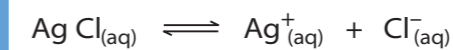
$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] \quad \text{a } 25^\circ\text{C} / 1 \text{ Atm} \quad K_w = 10^{-14}$$

$$pH = -\log [H^+] \quad pOH = -\log [OH^-] \quad pH + pOH = 14$$

	$[H^+]$	$[OH^-]$	K_w	pH	pOH	pK _w
meio neutro	10^{-7}	10^{-7}	10^{-14}	7	7	14
meio ácido	$> 10^{-7}$	$< 10^{-7}$	10^{-14}	< 7	> 7	14
meio básico	$< 10^{-7}$	$> 10^{-7}$	10^{-14}	> 7	< 7	14



Produto de Solubilidade ($K_{p.s.}$) (P.S.)



$$K_{p.s.} = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$$

Quanto maior o $K_{p.s.}$, mais solúvel é a substância.

Hidrólise Salina

NH₄Cl
ácido forte (HCl) e base fraca (NH₄OH)
meio ácido

NaHCO₃
ácido fraco (H₂CO₃) e base forte (NaOH)
meio básico

NH₄CN
ácido fraco (HCN) e base fraca (NH₄OH)
depende do K_a e K_b

NaCl
ácido forte (HCl) e base forte (NaOH)
meio neutro (não ocorre hidrólise)

