

REACCIONS D'ÀCIDS I BASES

1. *Àcids forts II*
 Calculeu $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$, el pH i el pOH d'una dissolució aquosa $0,20 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ d'àcid perclòric : $0,20 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, $5\cdot 10^{-14} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, 0,70 i 13,30.
2. *Àcids forts II*
 Calculeu $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$, el pH i el pOH d'una dissolució aquosa obtinguda quan es barregen 100 ml d'HCl 0,3 M i 200 ml d' HNO_3 0,45 M : $0,4 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, $2,5\cdot 10^{-14} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, 0,40 i 13,60.
3. *Bases fortes II*
 Calculeu $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$, el pH i el pOH d'una dissolució aquosa $0,35 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ de KOH : $2,9\cdot 10^{-14} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, $0,35 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, 13,54 i 0,46.
4. *Bases fortes II*
 Calculeu el pH d'una dissolució aquosa $3\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ d'hidròxid de bari : 11,78.
5. *Àcids febles II*
 Calculeu els pH i els graus de dissociació de dues dissolucions aquoses d'àcid acètic de concentracions:
 a) $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$: 2,88 i 0,0133.
 b) $0,0001 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$: 4,46 i 0,3437.
6. *Àcids febles II*
 Calculeu el pH i els grau de dissociació d'una dissolució aquosa 0,006 M d'àcid fluorhídric : 2,89 i 0,214.
7. *Àcids febles II (dues ionitzacions)*
 Calculeu la concentració d'ió hidroni i el pH d'una dissolució aquosa 0,1 M d'àcid sulfúric : 0,11 M i 0,96.
8. *Àcids febles II (vàries ionitzacions)*
 Calculeu les concentracions de totes les espècies i el pH d'una dissolució aquosa 0,1 M d'àcid fosfòric : $[\text{H}_3\text{PO}_4] = 0,076 \text{ M}$, $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0,024 \text{ M}$, $[\text{HPO}_4^{2-}] = 6,2\cdot 10^{-8} \text{ M}$, $[\text{PO}_4^{3-}] = 5,7\cdot 10^{-19} \text{ M}$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,024 \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 4,2\cdot 10^{-13} \text{ M}$ i 1,62.
9. *Bases febles II*
 Calculeu el pH i el grau d'ionització d'una dissolució aquosa $0,01 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ d'amoníac : 10,62 i 0,0415.
10. *Bases febles II*
 Tenim una dissolució aquosa 0,1 M de piridina $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$, que és una base aromàtica. Calculeu el pH i la concentració d'ió piridini $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$: 9,07 i $1,18\cdot 10^{-5} \text{ M}$.

11. *Àcids molt diluïts II* (conservació de la càrrega elèctrica i producte iònic de l'aigua)*
Calculeu el pH d'una dissolució aquosa 10^{-7} M d'HCl : 6,79.
12. *Bases molt diluïdes II* (conservació de la càrrega elèctrica i producte iònic de l'aigua)*
Calculeu el pH d'una dissolució aquosa 10^{-7} M d'NaOH : 7,21.
13. *Hidròlisi d'una sal d'àcid feble II*
Calculeu les concentracions de H_3O^+ , OH^- , CN^- i el pH d'una dissolució preparada dissolent 7,84 g de cianur de sodi NaCN en 450 cm^3 d'aigua : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,73 \cdot 10^{-12} \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 2,68 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, $[\text{CN}^-] = 0,353 \text{ M}$ i 11,43.
14. *Hidròlisi d'una sal d'àcid feble II*
El pH d'una dissolució aquosa $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ d'hipobromit de potassi és 10,85. Calculeu la K_a de l'àcid hipobromós : $1,98 \cdot 10^{-9}$.
15. *Hidròlisi d'una sal d'àcid feble II*
Calculeu el pH d'una dissolució aquosa $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ de la sal acetat de magnesi : 9,02.
16. *Hidròlisi d'una sal de base feble II*
La trietilfosfina $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{P}$ és una base orgànica semblant a les amines terciàries. Calculeu el pH d'una dissolució aquosa $0,2 \text{ mol/L}$ de la sal clorur de trietilfosfoni $[(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{PH}]^+\text{Cl}^-$: 3,70.
17. *Hidròlisi d'una sal de base feble II*
Calculeu el pH d'una dissolució aquosa $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ de la sal sulfat amònic : 4,98.
18. *Dissolució reguladora II*
Calculeu el pH d'una dissolució obtinguda quan 3 mol d'àcid acètic i 2 mol d'acetat de sodi es dissolen en aigua fins a fer 1 dm^3 de dissolució : 4,57.
19. *Dissolució reguladora II (K_b)*
Calculeu el pH d'una dissolució aquosa que té una concentració $0,7 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ d'amoniac i $0,3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ de clorur amònic : 9,62.
20. *Dissolució reguladora II*
Calculeu el pH d'una dissolució aquosa que té una concentració $0,03 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ d'àcid carbònic i $0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ d'hidrogencarbonat de sodi : 6,08.
21. *Dissolució reguladora II (K_b)*
Una dissolució aquosa s'obté mesclant 20 ml d'HCN 0,5 M i 5 ml de KCN 1,0 M. Deduïu:
a) El pH : 9,01.
b) La concentració final del CN^- és major o menor de 0,2 M? : Menor! cal que comproveu que no heu negligit res incorrectament, per exemple la concentració inicial d' H_3O^+ .
22. *Mescla II*
En un vas es barregen 500 ml de solució aquosa 2 M d'àcid nítric i 500 ml de solució aquosa 1 M d'hidròxid de potassi. Calculeu el pH final : 0,30.
23. *Mescla II*
Es mesclen 50 cm^3 d'una solució aquosa que conté 0,93 g d'àcid bromhídric amb igual volum d'una solució aquosa que conté 0,19 g d'hidròxid de calci. Calculeu el pH final : 1,20.

24. *Mescla amb hidròlisi II*

En un vas es barregen 500 ml de solució aquosa 2 M d'àcid acètic i 500 ml de solució aquosa 1 M d'hidròxid de bari. Calculeu el pH de la solució resultant : 9,37.

25. *Mescla amb hidròlisi II*

En un vas es barregen 500 ml de solució aquosa 2 M d'amoníac i 500 ml de solució aquosa 1 M d'àcid sulfúric. Calculeu el pH de la solució resultant : 4,63 (considerant que la segona dissociació de l'àcid sulfúric és total); 5,44 (* sense negligir $K_2 = 0,012$).

26. *Mescla amb dissolució reguladora II*

En un vas es barregen 200 ml de solució aquosa 0,5 M d'àcid cianhídric i 50 ml de solució aquosa 0,4 M d'hidròxid de sodi. Calculeu el pH de la solució resultant : 8,71.

27. *Mescla amb dissolució reguladora II*

Disposem de 100 ml d'una dissolució aquosa reguladora formada per àcid acètic $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ i acetat sòdic $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Calculeu el pH:

- Abans i després de l'addició d' 1 cm^3 de dissolució aquosa d'HCl $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$: 4,745 i 4,736.
- Després d'afegir-hi 1 cm^3 de dissolució aquosa d'NaOH $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ a la mateixa dissolució inicial : 4,753.

28. *Equilibris àcid-base II*

Basant-vos en les K_a respectives calculeu K per: $\text{HF}_{(\text{aq})} + \text{CN}^{-}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{F}^{-}_{(\text{aq})} + \text{HCN}_{(\text{aq})}$: $7,14 \cdot 10^5$.

29. *Equilibris àcid-base II**

Es mesclen les dissolucions aquoses següents: 50 ml de cianur de sodi 0,2 M i 50 ml de bicarbonat (hidrogencarbonat) de sodi 0,2 M. Calculeu el pH final : 9,81.

30. *Equilibris àcid-base II (dependència de la constant d'equilibri amb la temperatura)*

Calculeu per a la reacció d'autoionització de l'aigua: $2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})} + \text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$:

- L'entalpia de reacció estàndard : $55,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- L'entropia de reacció estàndard : $-80,9 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- L'entalpia lliure de reacció estàndard : $79,92 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- La constant d'equilibri termodinàmica estàndard : $9,95 \cdot 10^{-15} \simeq 10^{-14}$.
- L'entalpia lliure de reacció a 50°C , suposant constants ΔH° i ΔS° : $81,94 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- La constant d'equilibri termodinàmica a 50°C , suposant constants ΔH° i ΔS° : $5,7 \cdot 10^{-14}$.
- El pH d'una dissolució aquosa neutra a 50°C : 6,62.