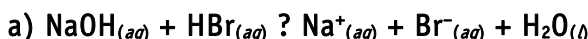


U6. De la hidròlisi a la neutralització

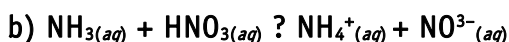
1. En quina direcció varia el pH de l'aigua pura si hi afegim les substàncies següents: HCN, HCl, NaCN, NaCl i NH_4CN ?

- HCN: el pH resultant serà menor de 7, ja que dissolem un àcid dèbil.
- HCl: el pH resultant serà menor de 7, ja que dissolem un àcid fort.
- NaCN: el pH resultant serà major de 7, ja que dissolem una sal que prové d'una base forta i un àcid dèbil.
- NaCl: el pH serà 7, ja que dissolem una sal que prové d'un àcid i una base forts.
- NH_4CN : el pH dependrà de les K , ja que la sal prové d'un àcid i d'una sal febles.

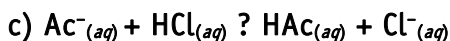
2. En quina direcció es desplaçaran les següents reaccions de neutralització?



Cap a la dreta, la base i l'àcid es neutralitzen.



Cap a la dreta, la base i l'àcid es neutralitzen.



Cap a la dreta, la base i l'àcid es neutralitzen.

3. Calcula el pH de la dissolució obtinguda quan afegim 10,046 grams d' HClO_4 a 0,500 L de HClO_4 0,100 M.

El número de mols d' HClO_4 que hi ha en 10,046 grams és: $10,046 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{100,5 \text{ g}} = 0,1 \text{ mols}$

El número de mols d' HClO_4 que hi ha en 0,500 L de HClO_4 0,100 M és:
 $0,5 \text{ L} \frac{0,1 \text{ mols}}{1 \text{ L}} = 0,05 \text{ mols}$

L'àcid perclòric és molt fort i, per tant, estarà totalment dissociat. El número de mols d'hidrogenions serà el mateix que d'àcid perclòric inicial total: $0,1 + 0,05 = 0,15 \text{ mols}$.

La concentració de la dissolució total serà: $\frac{0,15 \text{ mols}}{0,5 \text{ L}} = 0,3 \text{ M}$; $\text{pH} = -\log[0,3] = 0,52$

4. Ens diuen que en 2 litres d'una dissolució de sulfúric hi ha 19,6 g d'aquest àcid pur. Calcula el pH de la dissolució. ($K_{a2} = 1,2 \cdot 10^{-2}$).

Primer calcularem la concentració inicial d' H_2SO_4 $\frac{19,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,1 \text{ M}$

L'àcid sulfúric és dipròtic. En la primera dissociació es comporta com un àcid fort:

	H_2SO_4	H_2O	H_3O^+	HSO_4^-
Concentració inicial	0,1		-	-
Concentració equilibri	0,1		0,1	0,1

En la segona dissociació hi ha una dissociació parcial:

	HSO_4^-	H_2O	H_3O^+	SO_4^{2-}
Concentració inicial	0,1		0,1	-
Mols que es dissocien per litre	x		x	x
Concentració equilibri	$0,1 - x$		$0,1 + x$	x

Apliquem l'expressió de la constant d'equilibri: $K_{a2} = 1,2 \cdot 10^{-2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]} = \frac{(0,1+x)x}{(0,1-x)}$

L'equació de segon grau que se'n deriva és: $x^2 + 0,112x - 1,2 \cdot 10^{-3} = 0$. Els resultats són:

$9,84 \cdot 10^{-3}$ i $-0,12$, que no té sentit químic.

Per tant, la concentració total d'hidrogenions serà: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 + x = 0,1 + 9,84 \cdot 10^{-3} = 0,1098$.

El pH de la dissolució serà: $\text{pH} = -\log 0,1098 = 0,96$.

Si comprovem el pH que obtindríem si l'àcid fos monopròtic podem veure que la segona dissociació gairebé no afecta al pH final ($\text{pH}_{\text{monopròtic}} = -\log 0,1 = 1$).

5. Tenim una dissolució que conté 1 g de NaOH.

a) Calcula el volum d'HCl 0,3 M que cal per neutralitzar-la.

Cada mol de HCl reacciona amb un mol de NaOH: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

$$1\text{gNaOH} \frac{1\text{molNaOH}}{40\text{gNaOH}} \frac{1\text{molHCl}}{1\text{molNaOH}} \frac{1\text{L solucióHCl}}{0,3\text{molsHCl}} = 0,0833\text{L} = 83,3\text{mL}$$

b) El pH en la neutralització.

El procés és el resultat de la neutralització d'una base forta amb un àcid fort. Els ions sodi i clorur no reaccionen amb l'aigua i n'hi ha la mateixa quantitat d'hidronis que hidroxils, que han de complir el producte iònic de l'aigua. Per tant, el pH serà 7.