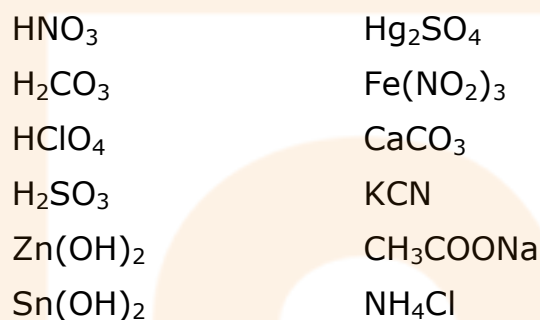


Problemes resolts del tema ÀCIDS I BASES (Q2_B2_1)

1. Formula les substàncies:
Àcid nítric, Àcid carbònic, Àcid perclòric, Àcid sulfurós, Hidròxid de zinc, Hidròxid d'estany(II), Sulfat de mercuri(I), Nitrit de ferro(III), Carbonat de calci, Cianur de potassi, Acetat de sodi, Clorur d'amoni

Resolució :



2. D'acord amb la formulació d'Arrhènius, escriu l'equació ajustada de la dissociació iònica de les següents substàncies en solució aquosa:

- | | |
|------------------------|----------------------|
| a) Àcid iodhídric | f) Hidròxid de calci |
| b) Àcid sulfúric | g) Àcid fosfòric |
| c) Àcid sulfhídric | h) Sulfur de calci |
| d) Hidròxid de potassi | i) Nitrat de bari |
| e) Àcid clorhídric | j) Àcid nítric |

Resolució:

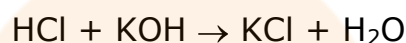
a) Àcid iodhídric	$\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{I}^-$
b) Àcid sulfúric	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{-2}$
c) Àcid sulfhídric	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{S}^{-2}$
d) Hidròxid de potassi	$\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{OH}^-$
e) Àcid clorhídric	$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
f) Hidròxid de calci	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{+2} + 2\text{OH}^-$
g) Àcid fosfòric	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{-3}$
h) Sulfur de calci	$\text{CaS} \rightleftharpoons \text{Ca}^{+2} + \text{S}^{-2}$
i) Nitrat de bari	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{+2} + 2\text{NO}_3^-$
j) Àcid nítric	$\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

3. Cadascuna una de les sales següents procedeix de la reacció de neutralització entre un àcid i una base. Indica quins són aquest àcid i aquesta base en cada cas i escriu l'equació corresponent:

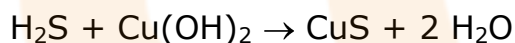
- a) Clorur de potassi
- b) Sulfur de coure (II)
- c) Nitrat de zinc
- d) Sulfat d'alumini

Resolució:

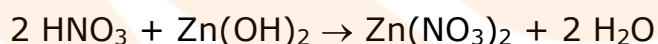
a) Clorur d'hidrogen + hidròxid de potassi → Clorur de potassi + aigua



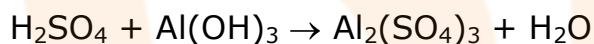
b) Sulfur d'hidrogen + hidròxid de coure(II) → Sulfur de coure (II) + aigua



c) Àcid nítric + hidròxid de zinc → Nitrat de zinc + aigua



d) Àcid sulfúric + hidròxid d'alumini → Sulfat d'alumini + aigua



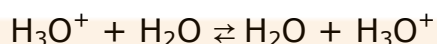
4. Justifica, mitjançant la seva reacció amb i aigua el caràcter...

a) àcid de les espècies químiques H_3O^+ i H_2SO_3

b) bàsic de les espècies químiques SO_3^{2-} i HSO_3^{1-}

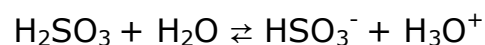
Resolució:

a) H_3O^+ pot ser donador de protons, per tant, és un àcid:



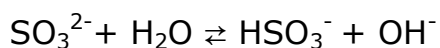
àcid base base àcid

H_2SO_3 pot ser donador de protons; per tant, és un àcid:



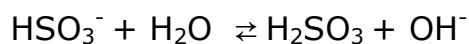
àcid base base àcid

b) SO_3^{2-} no pot ser donador de protons; per tant, és una base:

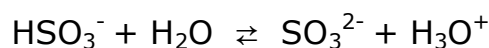


base àcid àcid base

HSO_3^- pot ser donador o acceptor d'un protó (es diu que és amfòter):



base **àcid** àcid **base**



Àcid base **base** àcid

5. Calcula el pH i el pOH de les solucions aquoses en les quals $[\text{OH}^-]$ val: a) 0,0257 M; b) $2,35 \cdot 10^{-12}$ M.

Sol.: a) 12,41 i 1,59; b) 2,37 i 11,63

Resolució:

a)

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,0257 = \mathbf{1,59}$$

Sabem que: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,59 = \mathbf{12,41}$$

b)

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (2,35 \cdot 10^{-12}) = \mathbf{11,63}$$

Sabem que: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 11,63 = \mathbf{2,37}$$

6. Indica:

a) Les bases conjugades d'aquests àcids: HBr, H_2S , HSO_4^-

b) Els àcids conjugats d'aquestes bases: HCO_3^- , OH^- , CO_3^{2-}

Resolució:

a)

HBr, base conjugada: Br^-

H_2S , base conjugada: HS^-

HSO_4^- , base conjugada: SO_4^{2-}

b)

HCO_3^- , àcid conjugat: H_2CO_3

OH^- , àcid conjugat: H_2O

CO_3^{2-} , àcid conjugat: HCO_3^-

7. La concentració d'ions OH^- d'una determinada solució és $9,45 \cdot 10^{-9}$. Troba el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ i indica si la solució és bàsica o àcida.

Sol.: $1,06 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

Resolució:

Segons el producte iònic de l'aigua:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{9,45 \cdot 10^{-9}} = 1,06 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$$

La concentració d'ions $[\text{H}_3\text{O}^+]$ és **$1,06 \cdot 10^{-6} \text{ M}$** i , com resulta que **$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$** , la solució és **àcida**.

8. Indica la diferència que hi ha entre un àcid fort i un àcid concentrat

Resolució:

Un *àcid fort* és aquell àcid que s'ionitza completament en una solució aquosa diluïda, la qual cosa significa que té *una gran tendència a cedir protons* (H^+).

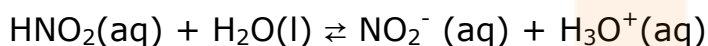
En canvi, un *àcid concentrat* és aquell àcid l'espècie química considerada àcid del qual es troba en gran quantitat en una solució aquosa. És a dir, es refereix a la *composició de la solució* i no pas a la tendència de cedir protons que pugui presentar.

9. La concentració d'ions H_3O^+ en una solució 0,020 M d'àcid nítrós, HNO_2 , val $2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Calcula la constant K_a de l'àcid.

Sol.: $4,56 \cdot 10^{-4}$

Resolució:

Equilibri d'ionització i constant d'ionització:



M_{inicial}	M	-	0	0
Canvis	-x		x	x
M_{eq}	M - x	-	x	x

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

Anomenem x els mols d'àcid ionitzats. En l'equilibri:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_2^-] = x = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{HNO}_2] = M - x = 0,020 \text{ M} - 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Substituint:

$$K_a = \frac{(2,8 \cdot 10^{-3})^2}{0,020 - 2,8 \cdot 10^{-3}} = 4,56 \cdot 10^{-4}$$

La constant d'acidesa val $K_a = 4,56 \cdot 10^{-4}$

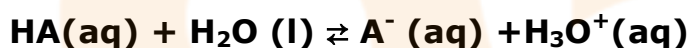
10. El grau d'ionització d'un àcid dèbil monopròtic HA 0,001 M és $\alpha = 0,13$, Calcula:

- a) la constant d'acidesa de l'àcid
- b) el pH de la solució.

Sol.: a) $1,94 \cdot 10^{-5}$; b) 3,89

Resolució:

a) Equilibri d'ionització i constant d'acidesa:



M_{inicial}	M	-	0	0
Canvis	$-M\alpha$	-	$M\alpha$	$M\alpha$
M_{eq}	$M - M\alpha$	-	$M\alpha$	$M\alpha$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Substituint els valors de les concentracions en l'equilibri, obtenim:

$$K_a = \frac{(M\alpha)^2}{M - M\alpha} = \frac{M^2 \alpha^2}{M(1 - \alpha)} = \frac{M\alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$K_a = \frac{0,001 \cdot 0,13^2}{1 - 0,13} = 1,94 \cdot 10^{-5}$$

La constant d'acidesa és: $K_a = 1,94 \cdot 10^{-5}$

b) la concentració de ions H_3O^+ és:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = M \cdot \alpha = 0,001 \cdot 0,13 = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \mathbf{3,89}$$