

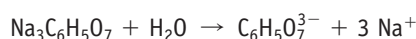
Unitat 6. De la hidròlisi a la neutralització

Activitats

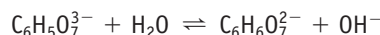
1. El citrat de sodi és l'additiu alimentari E332. Té propietats antioxidants, és a dir, impedeix l'oxidació dels greixos dels aliments. Si se sap que l'àcid cítric és un àcid feble, determina el caràcter d'aquesta sal.

Dades: $K_a(\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7^{2-}) = 4,2 \cdot 10^{-7}$

El citrat de sodi és una sal que es dissocia totalment:



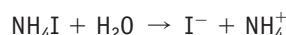
L'ió sodi és l'àcid conjugat d'una base forta i pràcticament no reacciona. Mentre que l'ió $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$ és la base conjugada d'un àcid feble:



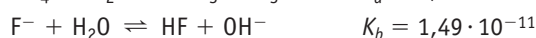
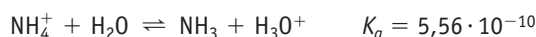
Per tant, el citrat de sodi té caràcter bàsic.

2. Raona si és possible que el iodur d'amoni tingui caràcter bàsic.

El iodur d'amoni es dissocia totalment segons:



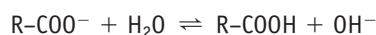
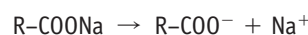
El pH serà àcid a causa de la hidròlisi de l'ió amoni:



Com que $K_a(\text{NH}_4^+) > K_b(\text{F}^-)$, el iodur d'amoni té un caràcter lleugerament àcid.

3. El sabó conté sals sòdiques d'un àcid gras (que és un àcid feble). Un dels inconvenients d'emprar sabons és l'alcalinitat que tenen: si són utilitzats en aigües molt dures (que contenen ions Ca^{2+} i Mg^{2+}) o aigües àcides, el sabó precipita en forma de sals de Ca^{2+} i Mg^{2+} dels àcids grassos. Justifica l'avantatge que suposa el fet d'utilitzar detergents en comptes de sabó, si se sap que la matèria activa dels detergents són sals sòdiques d'èsters derivats de l'àcid sulfúric.

Podem simbolitzar els sabons per R-COONa . La seva dissolució implica:



El sabó és una sal de caràcter bàsic i en presència d'ions calci i/o magnesi precipiten els hidròxids respectius.

Podem simbolitzar els detergents per $\text{RCH}_2\text{-OSO}_3\text{Na}$. La seva dissolució implica:

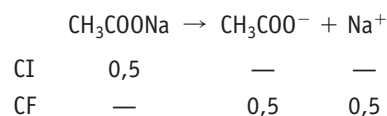


L'ió $\text{RCH}_2\text{-OSO}_3^-$ pràcticament no reacciona. Per tant, els detergents són dissolucions aproximadament neutres.

4. Quin és el pH d'una dissolució reguladora formada per acetat de sodi 0,5 M i àcid acètic 0,8 M?

Dades: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Com que l'acetat de sodi es dissocia totalment, la concentració d'ió acetat és la següent:



També sabem que $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,8 \text{ M}$.

Substituïm les dades en l'expressió següent:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,8}{0,5} = 2,88 \cdot 10^{-5}$$

Finalment:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2,88 \cdot 10^{-5} = 4,54$$

5. Si vols preparar una dissolució reguladora a $\text{pH} = 5$ i ho fas a partir d'un àcid feble HA 0,2 M de $K_a = 5 \cdot 10^{-6}$, quants mols de la sal sòdica de l'àcid (NaA) necessitaràs per cada litre de dissolució reguladora?

Apliquem la fórmula següent:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NaA}]}{[\text{HA}]}$$

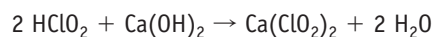
$$5 = 5,3 + \log \frac{[\text{NaA}]}{0,2}$$

$$[\text{NaA}] = 0,1 \text{ M}$$

Per tant, per cada litre de dissolució reguladora es necessiten 0,1 mol de la sal sòdica.

6. Volem neutralitzar 25 mL d'àcid clorós 0,17 M. Quin volum d'hidròxid de calci 0,08 M necessitem?

Es produeix la reacció de neutralització següent:



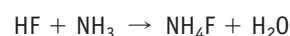
Per estequiometria:

$$0,025 \text{ dm}^3 \text{HClO}_2 \cdot \frac{0,17 \text{ mol HClO}_2}{1 \text{ dm}^3 \text{HClO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol HClO}_2} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3 \text{Ca}(\text{OH})_2}{0,08 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 26,6 \text{ cm}^3 \text{Ca}(\text{OH})_2$$

7. L'àcid fluorhídric és un àcid feble. Si disposem de 12 mL d'aquest àcid a una concentració 0,05 M:

- a) Quin volum d'amoniac 0,2 M necessitem per neutralitzar-lo?

La reacció de neutralització és:

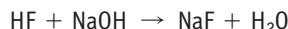


Per estequiometria:

$$0,012 \text{ dm}^3 \text{ HF} \cdot \frac{0,05 \text{ mol HF}}{1 \text{ dm}^3 \text{ HF}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol HF}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ NH}_3}{0,2 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 3 \text{ cm}^3 \text{ NH}_3$$

b) Si féssim la neutralització amb NaOH 0,2 M, quants mL en gastàriem?

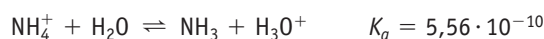
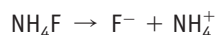
La reacció de neutralització és:



Com que la concentració de la base és la mateixa i l'estequiometria de la reacció també és mol a mol, necessitem el mateix volum de base per neutralitzar l'àcid.

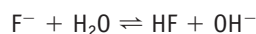
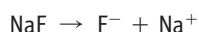
c) Acabada la neutralització, com seria el pH en cada cas?

En el primer cas, el pH serà àcid a causa de la hidròlisi de l'ió amoni:



Com que $K_a(\text{NH}_4^+) > K_b(\text{F}^-)$, el pH és lleugerament àcid.

En el segon cas, el pH és bàsic a causa de la hidròlisi de l'ió fluorur i perquè la sal prové d'una base forta i un àcid feble.



Dades: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HF}) = 6,7 \cdot 10^{-4}$

8. Quin és el pH que resulta en mesclar 30 cm³ d'una dissolució d'àcid benzoic 0,6 M i 20 cm³ d'una dissolució d'hidròxid de potassi 0,22 M?

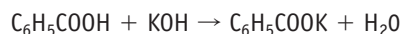
Dades: $K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 6,28 \cdot 10^{-5}$

Calculem el nombre de mols d'àcid benzoic i d'hidròxid de potassi:

$$0,03 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,6 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{COOH}}{1 \text{ dm}^3} = 0,018 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{COOH}$$

$$0,02 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,22 \text{ mol KOH}}{1 \text{ dm}^3} = 0,0044 \text{ mol KOH}$$

Escrivim la reacció de neutralització que es produeix:



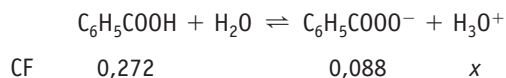
mols inicials	0,018	0,0044	—	—
mols finals	0,0136	—	0,0044	0,0044

Calculem les concentracions finals considerant volums additius:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = \frac{0,0136 \text{ mol}}{(0,03 + 0,02) \text{ dm}^3} = 0,272 \text{ M}$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = \frac{0,0044 \text{ mol}}{(0,03 + 0,02) \text{ dm}^3} = 0,088 \text{ M}$$

Es tracta d'una dissolució reguladora:



Escrivim l'expressió de la constant d'àcides:

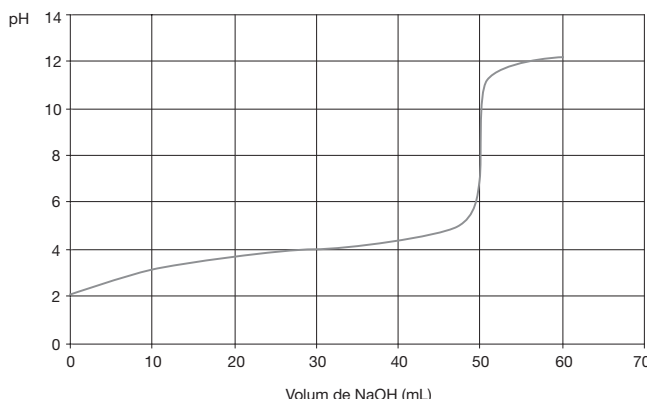
$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = \frac{0,088 \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{0,272} = 6,28 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,94 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Finalment:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,94 \cdot 10^{-4} = 3,71$$

9. Es valoren 15 mL d'una solució d'àcid làctic, CH₃CHOHCOOH, amb una dissolució d'hidròxid de sodi 0,12 M i la corba de valoració obtinguda és la que es representa en la figura 6.8.

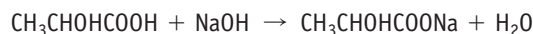


a) Observa la corba de valoració i indica el pH inicial de la solució d'àcid làctic.

El pH inicial de la solució d'àcid làctic és 2,13.

b) Raona el valor del pH en el punt d'equivalència.

En el punt d'equivalència, el pH és 8,32 —té caràcter bàsic— i correspon al punt d'inflexió de la gràfica. En aquest punt, la reacció de neutralització és completa i, per tant, el pH és determinat per la hidròlisi de la sal:



c) Calcula la concentració de la dissolució d'àcid làctic inicial.

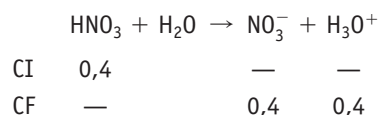
En el punt d'equivalència, s'han afegit 50 mL de NaOH 0,12 M:

$$0,05 \text{ dm}^3 \text{ NaOH} \cdot \frac{0,12 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ dm}^3 \text{ NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{CHOHCOOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol CH}_3\text{CHOHCOOH}$$

$$[\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}] = \frac{6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,015 \text{ dm}^3} = 0,4 \text{ M}$$

d) Determina el pH inicial d'una dissolució d'àcid nítric d'igual concentració. Com seria el pH en el punt d'equivalència?

L'àcid nítric és un àcid fort i es dissocia totalment:



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,4 = 0,398$$

En el punt d'equivalència, el pH = 7 perquè la sal prové d'un àcid fort i una base forta.

Dades: K_a (àcid làctic) = $1,98 \cdot 10^{-4}$

10. [Curs 11-12] AL laboratori disposem d'una solució d'àcid clorhídric 0,010 M i d'una solució d'hidròxid de sodi 0,50 M. Expliqueu el procediment experimental que seguiríeu i quin material utilitzaríeu en les situacions següents:

a) Per preparar 250,0 mL d'hidròxid de sodi 0,010 M a partir de la solució d'hidròxid de sodi 0,50 M.

Formulació: hidròxid de sodi: NaOH

Calculem el volum de NaOH 0,50 M que necessitem per preparar 250 mL de NaOH:

$$250 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{0,010 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL NaOH}} \cdot \frac{1000 \text{ mL NaOH}}{0,50 \text{ mol NaOH}} = 5 \text{ mL NaOH}$$

Material i reactius:

- NaOH: 0,500 M
- Aigua destil·lada
- Vas de precipitats
- Pipeta aforada de 5 mL (amb pera)
- Matràs aforat de 250 mL

Procediment:

Col·loquem en un vas de precipitats una mica de solució de NaOH 0,500 M. Agafem un volum de 5 mL amb una pipeta (amb l'ajut d'una pera) i el transvasem a un matràs aforat de 250 mL. Hi afegim aigua destil·lada, i enrasem la solució als 250 mL (marca del matràs). Tapem el matràs amb el tap i ho agitem per homogeneïtzar bé la solució.

b) Per obtenir la corba de valoració de 25,0 mL d'àcid clorhídric 0,010 M amb hidròxid de sodi 0,010 M.

Formulació: àcid clorhídric: HCl

hidròxid de sodi: NaOH

El procediment experimental que hem de fer és:

- En un vas de precipitats hi transvasem quantitativament 25 mL de solució de HCl 0,01 M amb l'ajut d'una pipeta i una pera.

- En una bureta hi col·loquem la solució de NaOH 0,01 M i enrasem a un determinat volum (per exemple zero), procurant que a la bureta no hi quedi cap bombolla d'aire.
- En el vas on hi ha el HCl hi col·loquem un elèctrode de vidre connectat a un pHmetre (o un sensor que permeti fer una mesura proporcional al pH). Mesurem el pH inicial (volum NaOH afegit igual a 0 mL).
- Afegim un volum determinat de NaOH (cal mesurar-lo) i anotem el pH de solució. Això ho repetim per tenir un conjunt de valors de pH per a diferents volums afegits de NaOH, tot sobrepasant el punt d'equivalència (més de 25 mL de NaOH 0,01 M afegits).
- Es representen els valors experimentals de pH en funció del volum de NaOH i s'obté la corba de valoració.

Material:

- Vas de precipitats (o Erlenmeyer)
- Pipeta aforada de 25 mL (amb pera)
- Bureta
- Elèctrode de vidre i pHmetre o sensor per mesurar pH

11. Esbrina com contribueixen el fòsfor, el potassi, el molibdè, el magnesi, el nitrogen i el calci en el desenvolupament de les plantes.

- El fòsfor (H_2PO_4^- , HPO_4^{2-}) potencia el creixement de les plantes, ja que afavoreix el desenvolupament de les arrels i contribueix a la formació i la maduració dels fruits i les llavors.
- El potassi (K^+) potencia la formació de tiges, influeix positivament en els mecanismes d'obertura i tancament dels estomes i contribueix a la formació de midó i olis.
- El molibdè (MoO_4^{2-}) activa els enzims que participen en la fixació del nitrogen.
- El magnesi (Mg^{2+}) potencia la formació d'olis i greixos de les plantes i és un element important en la formació de la clorofil·la.
- El nitrogen (NO_3^- , NH_4^+) potencia el desenvolupament de les plantes i és l'element químic principal de les proteïnes.
- El calci (Ca^{2+}) potencia el creixement de l'arrel i la tija i facilita l'absorció de nutrients del sòl.

12. Busca informació de quines plantes podries plantar en un jardí segons el pH del sòl.

- pH > 7,5 (alcalins): calèndula, pomer, petúnia, rosa, tulipa i xiprer.
- $7 > \text{pH} > 6,75$: dàlia, gladiol, lliri, saüc, teix i violeta.
- pH = 6 (àcid): arç, begònia, ciclamen, llaura i lavanda.
- pH < 5,5: gardènia, falguera, hortensia i faig.

13. Esbrina quins acords internacionals s'han signat per preservar el futur ecològic del planeta Terra. Et sembla que són suficients?

Resposta oberta.

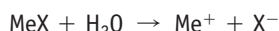
14. Quines són les zones europees més afectades per la pluja àcida? I a tot el món? A què penses que és degut?

Resposta oberta.

Activitats finals

1. Una sal de fórmula genèrica MeX es dissol en aigua. Si el pH de la dissolució resultant té un valor de 9, raona quina serà la força de l'àcid i de la base dels quals deriva aquesta sal.

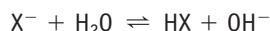
La reacció que es produeix és la següent:



Com que el pH de la dissolució resultant és bàsic es dedueix que:

$\text{Me}^+ + \text{H}_2\text{O}$ pràcticament no reacciona perquè és l'àcid conjugat d'una base forta: $\text{MeOH} \rightarrow \text{Me}^+ + \text{OH}^-$

En canvi, X^- és la base conjugada d'un àcid feble i reacciona amb l'aigua, segons l'equació:

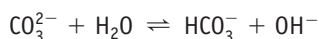
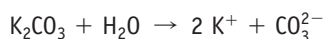


Per tant, la força de l'àcid de la qual deriva aquesta sal és feble, mentre que la força de la base de la qual deriva és forta.

2. Indica el caràcter àcid o bàsic de les dissolucions aquoses següents:

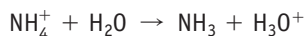
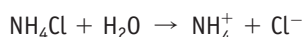
a) Carbonat de potassi.

Caràcter bàsic:



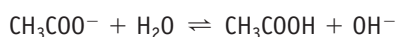
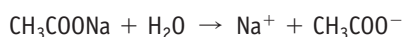
b) Clorur d'amoni.

Caràcter àcid:



c) Acetat de sodi.

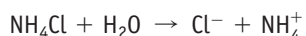
Caràcter bàsic:



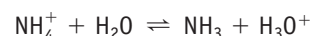
3. Disposem d'una dissolució aquosa de clorur d'amoni $1,8 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Escriu les equacions de les reaccions d'equilibri corresponents i calcula'n el pH.

Dades: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

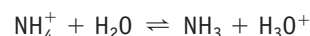
Les reaccions que es produeixen són les següents:



L'ió clorur pràcticament no reacciona (és la base conjugada d'un àcid fort), mentre que l'ió amoni és l'àcid conjugat d'una base feble i reacciona segons l'equilibri següent:



Calculem el pH de la dissolució resultant.



Hem de calcular K_a , ja que l'enunciat ens dona $K_b(\text{NH}_3)$:

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$K_a = \frac{10^{-14}}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Escrivim l'expressió de la constant d'àcidesa:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{1,8 - x} = \frac{x^2}{1,8} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

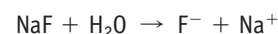
$$x = 3,16 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3,16 \cdot 10^{-5} = 4,5$$

4. Calcula el pH d'una dissolució de concentració $0,02 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ de fluorur de sodi.

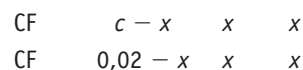
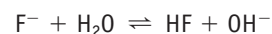
Dades: $K_a(\text{HF}) = 6,7 \cdot 10^{-4}$

Les reaccions que es produeixen són les següents:



L'ió sodi pràcticament no reacciona, perquè és l'àcid conjugat d'una base forta (NaOH).

En canvi, l'ió fluorur és la base conjugada d'un àcid feble i reacciona segons l'equilibri següent:



Hem de calcular K_b , ja que l'enunciat ens dona $K_a(\text{HF})$:

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,7 \cdot 10^{-4}} = 1,5 \cdot 10^{-11}$$

Escrivim l'expressió de la constant de basicitat:

$$K_b = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]} = \frac{x^2}{0,02 - x} \approx \frac{x^2}{0,02} = 1,5 \cdot 10^{-11}$$

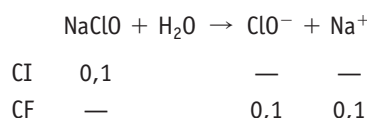
$$x = 5,48 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 5,48 \cdot 10^{-7} = 6,3$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 7,7$$

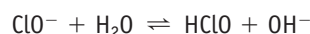
5. El pH d'una dissolució d'hipoclorit de sodi de concentració $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ és igual a 10,3. Justifica el valor del pH d'aquesta sal i calcula la constant d'acidesa de l'àcid hipoclorós.

El pH d'una dissolució d'hipoclorit de sodi és bàsic. Escrivim les reaccions que es produeixen:



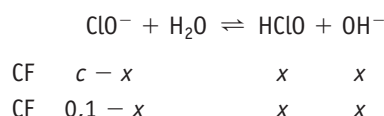
L'ió sodi pràcticament no reacciona, perquè és l'àcid conjugat d'una base forta (NaOH).

En canvi, l'ió hipoclorit és la base conjugada d'un àcid feble i reacciona segons l'equilibri següent:



Per tant, el pH de la dissolució resultant és bàsic.

Escrivim l'equació d'equilibri:



Calculem el pOH:

$$\text{pOH} = 14 - 10,3 = 3,7$$

I la concentració d'ions hidròxid:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 3,7$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-4}$$

Escrivim l'expressió de la constant de basicitat:

$$K_b = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]} = \frac{x^2}{0,1 - x} = \frac{(2 \cdot 10^{-4})^2}{0,1 - 2 \cdot 10^{-4}} = 4 \cdot 10^{-7}$$

I finalment, calculem el valor de K_a :

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

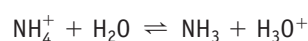
$$K_a = \frac{10^{-14}}{K_b} = \frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-7}} = 2,5 \cdot 10^{-8}$$

6. En el punt d'equivalència, el pH és neutre? Per què?

No, en el punt d'equivalència el pH és determinat per la sal formada en la neutralització. Per tant, s'ha de considerar la hidròlisi de la sal, i el pH pot ser àcid, bàsic o neutre.

7. Justifica el caràcter àcid, bàsic o neutre de les espècies següents en dissolució aquosa: ió amoni, ió clorur, àcid nítric, ió metilamoni i ió acetat.

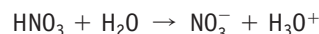
— El catió amoni és l'àcid conjugat d'una base feble i reacciona segons l'equilibri:



Té caràcter àcid.

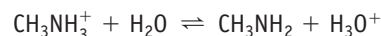
— L'ió clorur és la base conjugada d'un àcid fort i gairebé no reacciona. Té caràcter neutre.

— L'àcid nítric és un àcid fort que reacciona segons:



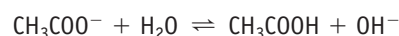
Té caràcter àcid.

— L'ió metilamoni és l'àcid conjugat d'una base feble:



Té caràcter àcid.

— L'ió acetat és la base conjugada d'un àcid feble:



Té caràcter bàsic.

8. Per efectuar una valoració d'una dissolució d'àcid cianhídric amb una dissolució d'hidròxid de sodi, quins dels indicadors següents empraries? Justifica la resposta.

Nota: Per als intervals de viratge, consulta la taula 5.16.

a) Violeta de metil

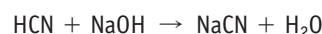
b) Blau de bromotimol

c) Ataronjat de metil

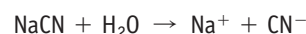
d) Timolftaleïna

e) Fenolftaleïna

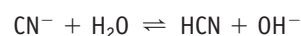
La reacció de neutralització és:



La hidròlisi de la sal resultant de la neutralització és la següent:



L'ió sodi pràcticament no reacciona, perquè és l'àcid conjugat d'una base forta (NaOH), mentre que l'ió cianur és la base conjugada d'un àcid feble i reacciona segons l'equilibri següent:

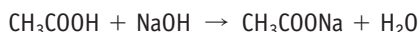


El pH en el punt d'equivalència, si tenim en compte la hidròlisi de la sal formada, és bàsic.

Per tant, hem d'escollir un indicador amb un interval de viratge bàsic, com la fenolftaleïna o el roig de fenol.

9. El vinagre és una dissolució d'àcid acètic i altres substàncies en la qual hi ha d'haver com a mínim 5 g de l'àcid esmentat per cada 100 cm³ de vinagre. L'oficina de protecció del consumidor decideix analitzar el vinagre d'una marca comercial per veure si compleix les normes. Per comprovar-ho, n'agafen una mostra de 10 cm³ i els valoren amb una dissolució 1 mol · dm⁻³ d'hidròxid de sodi. El punt d'equivalència s'assoleix quan s'han gastat 9,2 cm³ de la dissolució de NaOH. Compleix el vinagre la normativa? Indica si el pH en el punt d'equivalència és superior, inferior o igual a 7.

La reacció de neutralització és:



$$9,2 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ dm}^3 \text{ NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol NaOH}} =$$

$$= 9,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$

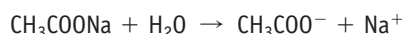
$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{9,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,01 \text{ dm}^3} \cdot \frac{60 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} = 55,2 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

La normativa diu que el vinagre ha de contenir, com a mínim:

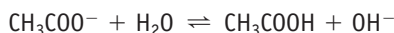
$$\frac{5 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{100 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 50 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Per tant, el vinagre analitzat compleix la normativa, ja que conté 55,2 g d'àcid acètic per litre.

La hidròlisi de la sal resultant de la neutralització és:



L'ió sodi, com que és l'àcid conjugat d'una base forta (NaOH), pràcticament no reacciona, mentre que l'ió acetat és la base conjugada d'un àcid feble i reacciona segons l'equilibri següent:

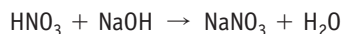


Per tant, el pH en el punt d'equivalència és bàsic.

- 10. Una dissolució d'àcid nítric de densitat desconeguda es dilueix 10 vegades. Una mostra de 20 cm³ d'aquest àcid diluït necessita 22,8 cm³ d'una dissolució d'hidròxid de sodi de concentració 0,5 mol·dm⁻³ per neutralitzar-se.**

Calcula la concentració expressada en g·cm⁻³ de la dissolució d'àcid nítric inicial.

La reacció de neutralització és:



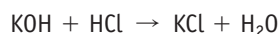
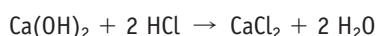
$$22,8 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ NaOH} \cdot \frac{0,5 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ dm}^3 \text{ NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol NaOH}} =$$

$$= 0,0114 \text{ mol HNO}_3$$

$$[\text{HNO}_3] = \frac{0,0114 \text{ mol HNO}_3}{20 \text{ cm}^3/10} \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 0,36 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

- 11. Calcula els grams d'àcid clorhídric concentrat, d'un 36,2% en massa, que són necessaris per neutralitzar una dissolució que conté 1,25 g d'hidròxid de calci i 1,30 g d'hidròxid de potassi.**

Les reaccions de neutralització són:



Per estequiometria, calculem els mols d'àcid clorhídric necessaris per neutralitzar 1,25 g d'hidròxid de calci:

$$1,25 \text{ g Ca(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{74 \text{ g Ca(OH)}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} =$$

$$= 0,034 \text{ mol HCl}$$

Tot seguit, calculem els mols d'àcid clorhídric necessaris per neutralitzar 1,30 g d'hidròxid de potassi:

$$1,30 \text{ g KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol KOH}} = 0,023 \text{ mol HCl}$$

Per tant, per neutralitzar ambdós hidròxids necessitem 0,057 mols d'àcid clorhídric. Calculem, doncs, quants grams del 36,2% en massa en necessitem:

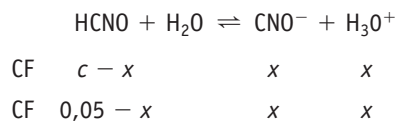
$$0,057 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g dissolució}}{36,2 \text{ g HCl}} =$$

$$= 5,75 \text{ g HCl } 36\% \text{ massa}$$

12. L'àcid ciànic (HCNO) i l'àcid cianhídric són dos àcids febles monopròtics.

- a) Calcula el pH d'una dissolució 0,05 M d'àcid ciànic.**

Escrivim l'equació d'equilibri:



L'expressió de la constant d'equilibri és:

$$K_a = \frac{[\text{CNO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCNO}]} = \frac{x^2}{0,05 - x} = 2,2 \cdot 10^{-4}$$

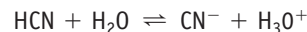
$$x^2 + 2,2 \cdot 10^{-4} x - 1,1 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$x = 3,2 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3,2 \cdot 10^{-3} = 2,5$$

- b) Calcula la constant de basicitat de l'ió cianur.**

Escrivim l'equació d'equilibri de l'àcid cianhídric:



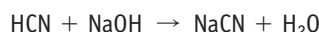
Com que l'enunciat ens dona com a dada $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$, apliquem l'expressió següent:

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4,9 \cdot 10^{-10}} = 2 \cdot 10^{-5}$$

- c) Si tenim 100 mL d'una solució 0,1 M d'àcid cianhídric i 100 mL d'una solució d'àcid ciànic de la mateixa concentració, quina requerirà més hidròxid de sodi per ser neutralitzada? Justifica la resposta.**

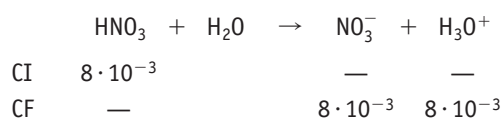
Les dues solucions necessitaran la mateixa quantitat d'hidròxid de sodi, ja que l'estequiometria de les dues reaccions de neutralització és mol a mol i estan totalment desplaçades cap a productes.



Dades: $K_a(\text{HCNO}) = 2,2 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$

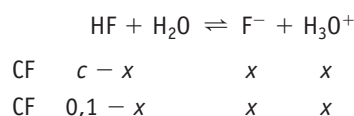
13. Una dissolució 0,1 M d'àcid fluorhídric té el mateix pH que una solució $8 \cdot 10^{-3}$ M d'àcid nítric. Calcula el valor d'aquest pH i la K_a de l'àcid fluorhídric.

Calculem el pH de la dissolució d'àcid nítric:



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 8 \cdot 10^{-3} = 2,10$$

L'àcid fluorhídric és un àcid feble i reacciona segons l'equilibri següent:



A partir de l'expressió de la constant d'acidesa, i tenint en compte que el pH de les dues dissolucions és el mateix, i per tant també ho és la concentració d'ions hidroni, podem escriure:

$$K_a = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = \frac{x^2}{0,1 - x} = \frac{(8 \cdot 10^{-3})^2}{0,1 - 8 \cdot 10^{-3}} = 6,96 \cdot 10^{-4}$$

14. a) Ordena, de més a menys forta, les espècies químiques següents segons el caràcter que tinguin com a base: amoníac, ió acetat, hidròxid de sodi.

Com més elevat és el valor de la constant de basicitat, més desplaçat cap a productes es troba l'equilibri i, per tant, més forta és la base. L'hidròxid de sodi és una base forta i es dissocia totalment. Calculem la K_b de l'ió acetat:

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

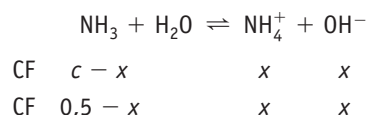
$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Així, doncs:

$$K_b(\text{NaOH}) > K_b(\text{NH}_3) > K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-)$$

- b) Calcula la concentració d'una dissolució d'hidròxid de sodi que tingui el mateix pH que una dissolució d'amoníac $0,5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

L'equilibri de dissociació de l'amoníac és:



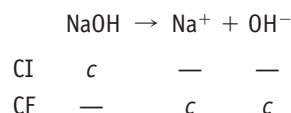
Escrivim l'expressió de la constant de basicitat:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,5 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5}x - 9 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = 3 \cdot 10^{-3}$$

Com que la dissolució d'hidròxid de sodi té el mateix pH i l'hidròxid de sodi és una base forta (és a dir, es dissocia totalment):



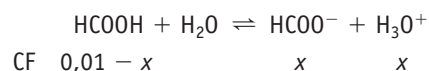
La concentració és $3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

Dades: $K_b(\text{amoníac}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{àcid acètic}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

15. La constant d'acidesa de l'àcid fòrmic és $1,8 \cdot 10^{-4}$.

- a) Calcula el pH d'una dissolució 0,01 M.

Escrivim l'equilibri de dissociació de l'àcid fòrmic:



Escrivim l'expressió de la constant d'acidesa:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x^2}{0,01 - x} = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

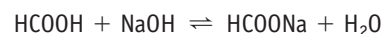
$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-4}x - 1,8 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = 1,25 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,25 \cdot 10^{-3} = 2,90$$

- b) Calcula el volum d'hidròxid de sodi 0,0025 M que cal per neutralitzar 10 cm^3 de la solució anterior.

Escrivim la reacció de neutralització:



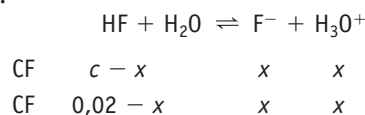
Per estequiometria:

$$0,01 \text{ dm}^3 \text{ HCOOH} \cdot \frac{0,01 \text{ mol HCOOH}}{1 \text{ dm}^3 \text{ HCOOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCOOH}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ NaOH}}{0,0025 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 40 \text{ cm}^3 \text{ NaOH}$$

16. Calcula:

- a) El pH d'una dissolució 0,02 M d'àcid fluorhídric.

L'àcid fluorhídric és un àcid feble i reacciona segons l'equilibri següent:



Escrivim l'expressió de la constant d'acidesa:

$$K_a = \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]} = \frac{x^2}{0,02 - x} = 6,7 \cdot 10^{-4}$$

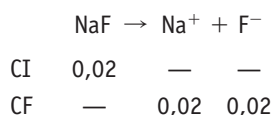
$$x^2 + 6,7 \cdot 10^{-4}x - 1,34 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$x = 3,34 \cdot 10^{-3}$$

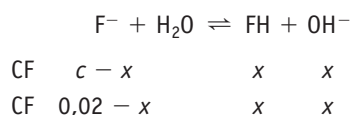
$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 3,34 \cdot 10^{-3} = 2,48$$

b) El pH d'una dissolució 0,02 M de fluorur de sodi.

El fluorur de sodi es dissocia totalment segons:



L'ió sodi és l'àcid conjugat d'una base forta (NaOH) i gairebé no reacciona. Però l'ió fluorur és la base conjugada d'un àcid feble i reacciona segons l'equilibri següent:



Hem de calcular K_b , ja que l'enunciat ens dona K_a (HF):

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,7 \cdot 10^{-4}} = 1,5 \cdot 10^{-11}$$

Escrivim l'expressió de la constant de basicitat:

$$K_b = \frac{[FH][OH^-]}{[F^-]} = \frac{x^2}{0,02 - x} = 1,5 \cdot 10^{-11}$$

$$x^2 + 1,5 \cdot 10^{-11}x - 3 \cdot 10^{-13} = 0$$

$$x = 5,48 \cdot 10^{-7}$$

Finalment:

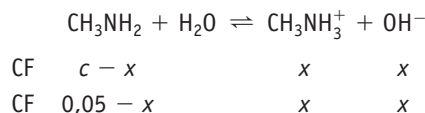
$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 5,48 \cdot 10^{-7} = 6,26$$

$$pH = 14 - pOH = 7,74$$

Dades: K_a (HF) = $6,7 \cdot 10^{-4}$

17. a) Calcula el pH d'una dissolució 0,05 M de metilamina.

La metilamina és una base feble i reacciona segons l'equilibri següent:



Escrivim l'expressió de la constant de basicitat:

$$K_b = \frac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2]} = \frac{x^2}{0,05 - x} = 4,59 \cdot 10^{-4}$$

$$x^2 + 4,59 \cdot 10^{-4}x - 2,295 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$x = 4,77 \cdot 10^{-3}$$

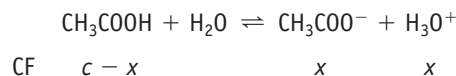
Finalment calculem el pH:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 4,77 \cdot 10^{-3} = 2,32$$

$$pH = 14 - pOH = 11,68$$

b) Calcula la concentració d'una dissolució d'àcid acètic de pH = 3.

L'àcid acètic és un àcid feble que reacciona segons l'equilibri següent:



Si el pH de la dissolució d'àcid acètic és 3, vol dir que la concentració d'ions hidròni és 10^{-3} .

Escrivim l'expressió de la constant d'acidesa:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{x^2}{c - x} = \frac{(10^{-3})^2}{c - 10^{-3}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5}c = 1,018 \cdot 10^{-6}$$

$$c = 0,057$$

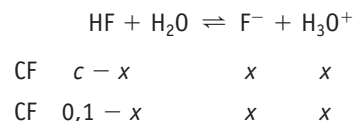
La concentració d'àcid acètic és 0,057 M.

Dades: K_b (metilamina) = $4,59 \cdot 10^{-4}$;
 K_a (àcid acètic) = $1,8 \cdot 10^{-5}$

18. Dos flascons A i B contenen 50 cm³ de dissolucions 0,1 M d'àcid fluorhídric i clorhídric, respectivament. Calcula:

a) El pH de les dues dissolucions.

L'àcid fluorhídric és un àcid feble i reacciona segons l'equilibri següent:



Escrivim l'expressió de la constant d'acidesa:

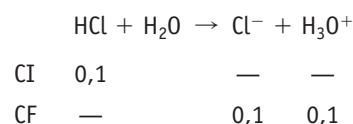
$$K_a = \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]} = \frac{x^2}{0,1 - x} = 6,7 \cdot 10^{-4}$$

$$x^2 + 6,7 \cdot 10^{-4}x - 6,7 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$x = 7,86 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 7,86 \cdot 10^{-3} = 2,10$$

L'àcid clorhídric és un àcid fort que es dissocia totalment:

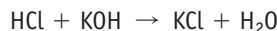
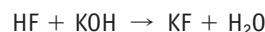


$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,1 = 1$$

b) La massa d'hidròxid de potassi que es necessita per neutralitzar cada una de les dissolucions.

La massa d'hidròxid de potassi necessària per neutralitzar cadascuna de les dues dissolucions és la mateixa, ja que l'estequiometria de les dues reaccions de neutralització és mol a mol i estan totalment desplaçades cap a productes.

Escrivim les dues reaccions de neutralització:



Per estequiometria:

$$0,05 \text{ dm}^3 \text{ HCl} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ dm}^3 \text{ HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 0,28 \text{ g KOH}$$

Dades: $K_a(\text{HF}) = 6,7 \cdot 10^{-4}$

19. Es barregen 10 cm³ de NaOH de concentració 0,2 mol · dm⁻³ amb 20 cm³ de Ba(OH)₂ 0,15 mol · dm⁻³ i 50 cm³ de NaNO₃ 0,2 mol · dm⁻³. Calcula el pOH i la concentració d'ions sodi de la dissolució obtinguda.

$$0,01 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ dm}^3} = 0,002 \text{ mol NaOH}$$

La reacció que es produeix és:



Mols inicials	0,002	—	—
Mols finals	—	0,002	0,002

$$0,02 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,15 \text{ mol Ba(OH)}_2}{1 \text{ dm}^3} = 0,003 \text{ mol Ba(OH)}_2$$

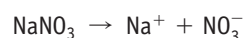
La reacció que es produeix és:



Mols inicials	0,003	—	—
Mols finals	—	0,003	0,006

$$0,05 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,2 \text{ mol NaNO}_3}{1 \text{ dm}^3} = 0,01 \text{ mol NaNO}_3$$

La reacció que es produeix és:



Mols inicials	0,01	—	—
Mols finals	—	0,01	0,01

L'ió sodi i l'ió bari pràcticament no reaccionen perquè són l'àcid conjugat de dues bases fortes (NaOH i Ba(OH)₂). L'ió nitràt és la base conjugada d'un àcid fort (HNO₃) i tampoc no reacciona.

Per tant, ja podem calcular la concentració d'ions hidròxid:

$$[\text{OH}^-] = \frac{(0,002 + 0,006) \text{ mol OH}^-}{(0,01 + 0,02 + 0,05) \text{ dm}^3} = \frac{0,008 \text{ mol OH}^-}{0,08 \text{ dm}^3} = 0,1 \text{ M}$$

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

I la concentració d'ions sodi:

$$[\text{Na}^+] = \frac{(0,002 + 0,01) \text{ mol Na}^+}{(0,01 + 0,02 + 0,05) \text{ dm}^3} = \frac{0,012 \text{ mol Na}^+}{0,08 \text{ dm}^3} = 0,15 \text{ M}$$

20. Calcula el pH de les dissolucions resultants de mesclar:

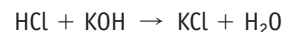
a) 50 mL HCl 0,2 M amb 50 mL KOH 0,2 M.

Calculem els mols que tenim de HCl i KOH:

$$0,05 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ dm}^3} = 0,01 \text{ mol HCl}$$

$$0,05 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,2 \text{ mol KOH}}{1 \text{ dm}^3} = 0,01 \text{ mol KOH}$$

Escrivim la reacció de neutralització que es produeix:



mols inicials	0,01	0,01	—	—
mols finals	—	—	0,01	0,01

Estudiem la naturalesa de la sal resultant de la reacció de neutralització. L'ió K⁺ és l'àcid conjugat d'una base forta (KOH) i gairebé no reacciona. L'ió Cl⁻ és la base conjugada d'un àcid fort (HCl) i tampoc no reacciona. Per tant, el pH de la dissolució resultant és neutre (pH = 7).

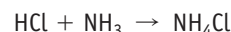
b) 50 mL HCl 0,2 M amb 50 mL NH₃ 0,2 M.

Calculem els mols que tenim de HCl i NH₃:

$$0,05 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ dm}^3} = 0,01 \text{ mol HCl}$$

$$0,05 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ dm}^3} = 0,01 \text{ mol NH}_3$$

Escrivim la reacció de neutralització que es produeix:



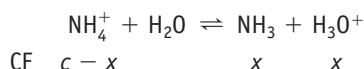
mols inicials	0,01	0,01	—
mols finals	—	—	0,01

Estudiem la naturalesa de la sal resultant de la reacció de neutralització:



mols inicials	0,01	—	—
mols finals	—	0,01	0,01

L'ió clorur és la base conjugada d'un àcid fort (HCl) i gairebé no reacciona. Però l'ió amoni és l'àcid conjugat d'una base feble i reacciona segons l'equilibri següent:



Calculem la concentració de l'ió amoni en la solució resultant:

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{0,01 \text{ mol}}{(0,05 + 0,05) \text{ dm}^3} = 0,1 \text{ M}$$

Com que l'enunciat ens dona K_b de l'amoníac, hem de calcular K_a de l'ió amoni:

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$K_a = \frac{10^{-14}}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Escrivim l'expressió de la constant d'acidesa:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{0,1 - x} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

$$x^2 + 5,56 \cdot 10^{-10} x - 5,56 \cdot 10^{-11} = 0$$

$$x = 7,46 \cdot 10^{-6}$$

Finalment, podem calcular el pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 7,46 \cdot 10^{-6} = 5,13$$

Dades: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

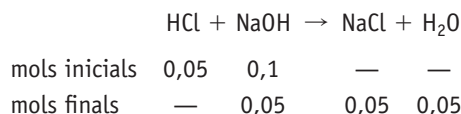
- 21. Hem preparat una dissolució mesclant 0,5 L de HCl_(aq) 0,1 M amb 0,5 L de NaOH_(aq) 0,2 M. Calcula, suposant que els volums són additius, les concentracions de totes les espècies en la solució i el pH.**

Calculem els mols de HCl i NaOH:

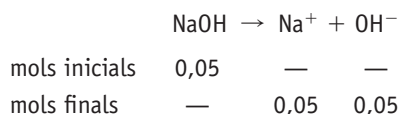
$$0,5 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ dm}^3} = 0,05 \text{ mol HCl}$$

$$0,5 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ dm}^3} = 0,1 \text{ mol NaOH}$$

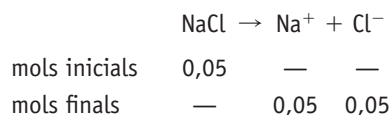
Escrivim la reacció de neutralització que es produeix:



L'hidròxid de sodi és una base forta i es dissocia totalment:



El clorur de sodi es dissocia totalment segons:



Ara ja podem calcular la concentració de totes les espècies en dissolució:

$$[\text{Na}^+] = \frac{0,05 \text{ mol} + 0,05 \text{ mol}}{(0,5 + 0,5) \text{ dm}^3} = 0,1 \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{0,05 \text{ mol}}{(0,5 + 0,5) \text{ dm}^3} = 0,05 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,05 \text{ mol}}{(0,5 + 0,5) \text{ dm}^3} = 0,05 \text{ M}$$

Per calcular la concentració d'ió hidroni apliquem l'expressió següent:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0,05} = 2 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2 \cdot 10^{-13} = 12,7$$

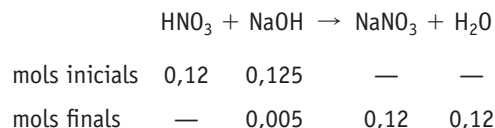
- 22. Calcula el pH de la dissolució obtinguda en mesclar en un recipient 250 cm³ d'una dissolució de NaOH 0,5 M amb 300 cm³ d'una dissolució d'àcid nítric 0,4 M.**

Calculem els mols d'hidròxid de sodi i àcid nítric inicials:

$$0,25 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,5 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ dm}^3} = 0,125 \text{ mol NaOH}$$

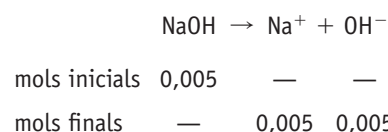
$$0,3 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ dm}^3} = 0,12 \text{ mol HNO}_3$$

Escrivim la reacció de neutralització:



El nitrat de sodi és una sal neutra, ja que prové d'un àcid fort i una base forta.

L'hidròxid de sodi és una base forta i es dissocia totalment:



Calculem la concentració d'ions hidròxid considerant volums additius:

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,005 \text{ mol}}{(0,25 + 0,3) \text{ dm}^3} = 9,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Finalment:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 9,1 \cdot 10^{-3} = 2,04$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,96$$

23. Calcula el pH de la solució que s'obté en afegir 15 mL de NaOH_(aq) 0,1 M a:

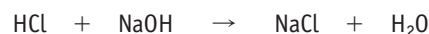
a) 15 mL d'àcid clorhídric 0,1 M

Calculem els mols de HCl i NaOH:

$$0,015 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ dm}^3} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

$$0,015 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,01 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ dm}^3} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

Es produeix la reacció de neutralització següent:



mols inicials	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-3}$	—	—
mols finals	—	—	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-3}$

El clorur de sodi es dissocia totalment segons:



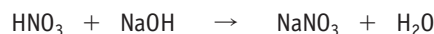
Com que el NaCl és una sal resultant d'un àcid fort i una base forta, és una sal neutra i el pH és 7.

b) 10 mL d'àcid nítric 0,1 M

Calculem els mols de HNO₃:

$$0,010 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,1 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ dm}^3} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol HNO}_3$$

Es produeix la reacció de neutralització següent:



mols inicials	$1 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-3}$	—	—
mols finals	—	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-3}$

El nitrat de sodi és una sal neutra, ja que prové d'un àcid fort i una base forta.

L'hidròxid de sodi és una base forta i es dissocia totalment:



mols inicials	$5 \cdot 10^{-4}$	—	—
mols finals	—	$5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$

Calculem la concentració d'ions hidròxid considerant volums additius:

$$[\text{OH}^-] = \frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{(0,015 + 0,01) \text{ dm}^3} = 0,02 \text{ M}$$

Finalment:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,02 = 1,70$$

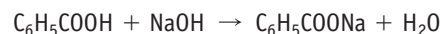
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12,30$$

c) 15 mL d'àcid benzoic 0,1 M

Calculem els mols d'àcid benzoic:

$$\begin{aligned} 0,015 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,1 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{COOH}}{1 \text{ dm}^3} &= \\ &= 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{COOH} \end{aligned}$$

Es produeix la reacció de neutralització següent:



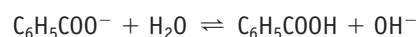
mols inicials	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-3}$	—	—
mols finals	—	—	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-3}$

El benzoat de sodi és una sal de caràcter bàsic, ja que prové d'un àcid feble i una base forta.

Calculem la concentració d'ions benzoat considerant volums additius:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = \frac{1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{(0,015 + 0,015) \text{ dm}^3} = 0,05 \text{ M}$$

L'ió benzoat reacciona segons:



CF	0,05	— x	x	x
----	------	-----	---	---

Hem de calcular K_b , ja que l'enunciat ens dona K_a (C₆H₅COOH):

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,5 \cdot 10^{-5}} = 1,54 \cdot 10^{-10}$$

Escrivim l'expressió de la constant de basicitat:

$$K_b = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]} = \frac{x^2}{0,05 - x} = 1,54 \cdot 10^{-10}$$

$$x^2 + 1,54 \cdot 10^{-10} x - 7,7 \cdot 10^{-12} = 0$$

$$x = 2,77 \cdot 10^{-6}$$

Finalment:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 2,77 \cdot 10^{-6} = 5,56$$

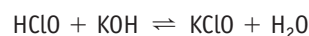
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8,44$$

Dades: K_a (àcid benzoic) = $6,5 \cdot 10^{-5}$

24. Es mesclen volums iguals d'àcid hipoclorós 0,02 M i d'hidròxid de potassi de la mateixa concentració. Justifica si la solució que en resulta és àcida, bàsica o neutra, i calcula'n el pH.

Dades: K_a (àcid hipoclorós) = $3 \cdot 10^{-8}$

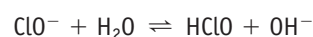
La solució que en resulta és bàsica, ja que l'anió hipoclorit és la base conjugada d'un àcid feble.



L'hipoclorit de sodi es dissocia totalment segons:



L'ió hipoclorit reacciona segons:



CF	0,01	— x	x	x
----	------	-----	---	---

Hem de calcular K_b , ja que l'enunciat ens dona K_a (HClO):

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3 \cdot 10^{-8}} = 3,33 \cdot 10^{-7}$$

Escrivim l'expressió de la constant de basicitat:

$$K_b = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]} = \frac{x^2}{0,01 - x} = 3,33 \cdot 10^{-7}$$

$$x^2 + 3,33 \cdot 10^{-7} x - 3,33 \cdot 10^{-9} = 0$$

$$x = 5,75 \cdot 10^{-5}$$

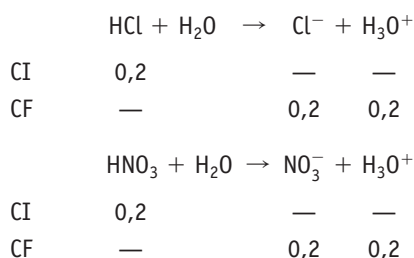
Finalment:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 5,75 \cdot 10^{-5} = 4,24$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 9,76$$

25. Calcula el pH de la dissolució que resulta de mesclar volums iguals de dues dissolucions, una d'àcid clorhídric 0,2 M i una altra d'àcid nítric, també 0,2 M.

Ambdós àcids són forts i es dissocien totalment:



Calculem el nombre de mols d'ió hidroni de cada reacció:

$$x \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,2 \text{ mol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ dm}^3} = 0,2x \text{ mol H}_3\text{O}^+$$

Calculem la concentració d'ions hidroni considerant volums additius:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0,4x \text{ mol}}{(x + x) \text{ dm}^3} = \frac{0,4x \text{ mol}}{2x \text{ dm}^3} = 0,2 \text{ M}$$

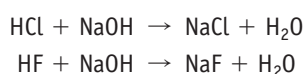
Finalment:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,2 = 0,7$$

26. Es volen neutralitzar 10 g d'hidròxid de sodi. Es disposa de dues dissolucions: una d'àcid clorhídric 0,1 M i una altra d'àcid fluorhídric 0,1 M.

- a) En quin cas necessitaríem més volum de dissolució àcida per a la neutralització?

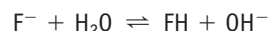
El volum necessari per neutralitzar les dues dissolucions és el mateix, ja que l'estequiometria de les dues reaccions de neutralització és mol a mol i estan totalment desplaçades cap a productes.



- b) Indica, raonadament, com seria el pH en el punt d'equivalència segons l'àcid utilitzat.

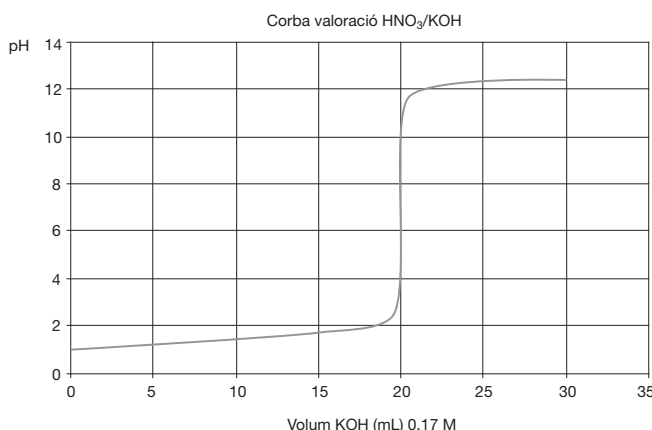
Si utilitzem l'àcid clorhídric com a agent neutralitzant, el pH de la dissolució és neutre, ja que la sal resultant és de caràcter neutre (prové d'un àcid fort i una base forta).

Si fem servir àcid fluorhídric com a neutralitzant, el pH de la dissolució és bàsic, ja que la sal resultant és de caràcter bàsic (prové d'un àcid feble i una base forta):

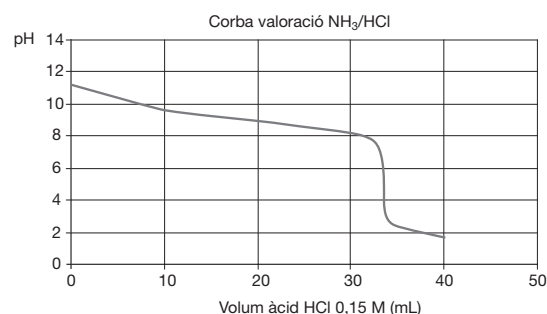


Dades: $K_a(\text{HF}) = 6,7 \cdot 10^{-4}$

27. Representa la corba de valoració de 20 mL d'àcid nítric 0,17 M amb una dissolució de KOH també 0,17 M.



28. Es valoren 20 mL d'una solució d'amoníac NH_3 amb una dissolució d'àcid clorhídric 0,15 M i la corba de valoració obtinguda és la que es representa en la figura 6.11.

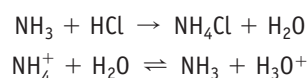


- a) Observa la corba de valoració i indica el pH inicial de la solució d'amoníac.

El pH inicial és d'11,32.

- b) Raona el pH en el punt d'equivalència.

En el punt d'equivalència, el pH val 5,77 —té caràcter àcid— i és el punt d'inflexió de la gràfica. En aquest punt, la reacció de neutralització és completa i, per tant, el pH és determinat per la hidròlisi de la sal:



c) **Calcula la concentració de la dissolució d'amoníac.**

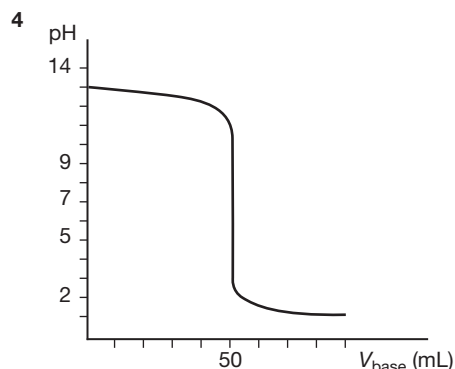
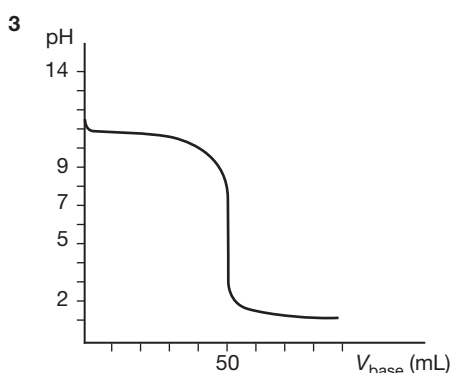
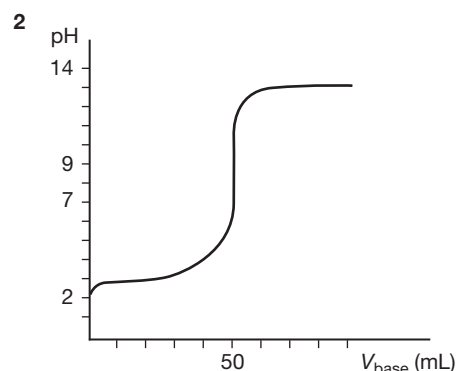
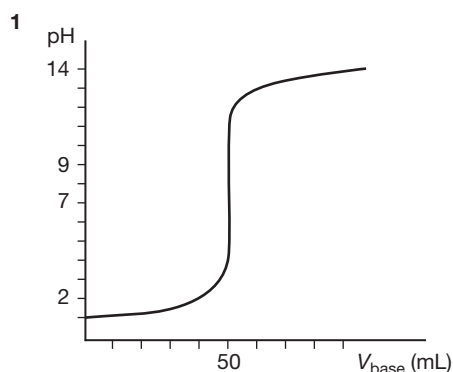
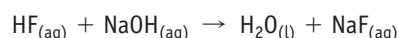
En el punt d'equivalència, s'han afegit 33,33 mL de HCl 0,15 M.

$$33,33 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ HCl} \cdot \frac{0,15 \text{ mol HCl}}{1 \text{ dm}^3 \text{ HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{1}{0,02 \text{ dm}^3 \text{ NH}_3} = 0,25 \text{ M}$$

29. En el laboratori disposem de dissolucions de HF, HCl, NH₃ i KOH totes de la mateixa concentració. Tant el HCl com el HF es valoren amb una dissolució 0,2 M de NaOH, mentre que les dissolucions de NH₃ i de KOH es valoren amb HClO₄.

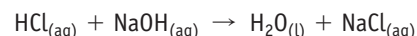
a) **Escriviu les reaccions de neutralització.**

Veure l'apartat c).

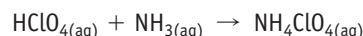
b) **Determineu com serien les corbes de valoració del HF valorat amb NaOH i del KOH valorat amb HClO₄.**c) **Justifiqueu el pH en el punt d'equivalència.**

La gràfica 2 correspon a la neutralització d'un àcid feble amb base forta, ja que el pH inicial és més elevat i el canvi de pH és menys brusc.

El pH en el punt d'equivalència és bàsic.

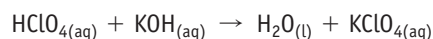


La gràfica 1 correspon a la neutralització d'un àcid fort amb base forta. El pH en el punt d'equivalència neutre.



La gràfica 3 correspon a la neutralització d'un àcid fort amb base feble, ja que inicialment tenim pH bàsics però menors que si fos una base forta. El canvi de pH també és menys brusc.

El pH en el punt d'equivalència és àcid.



La gràfica 4 correspon a la neutralització d'un àcid fort amb base forta. El pH en el punt d'equivalència és neutre.

Prepara la selectivitat

1. [Curs 10-11] L'àcidesa del vinagre prové del contingut que té en àcid etanoic, habitualment anomenat *àcid acètic*, la concentració del qual es pot determinar mitjançant una valoració amb hidròxid de sodi.

a) **Escriviu l'equació de la reacció de valoració. Calculeu la concentració d'àcid acètic en el vinagre, expressada en mol·L⁻¹, tenint en compte que en la valoració de 10,00 mL d'un vinagre comercial calen 22,50 mL d'una solució d'hidròxid de sodi 0,4120 M per arribar al punt final.**

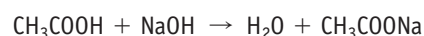
Formulació: àcid etanoic (àcid acètic): CH₃COOH

Hidròxid de sodi: NaOH

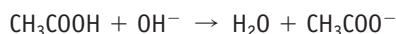
Reacció de valoració:



També es pot posar:



O també:



A partir de la reacció igualada (estequiometria 1 a 1):

$$\text{NaOH} \quad V = 22,50 \text{ mL} = 0,02250 \text{ L}$$

$$(0,02250 \text{ L}) \cdot (0,4120 \text{ mol/L}) = 0,00927 \text{ mol NaOH}$$

$$\text{mol de NaOH gastats} =$$

$$= \text{mol inicials CH}_3\text{COOH} = 0,00927 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$

$$\text{Vinagre} \quad 10 \text{ mL} = 0,010 \text{ L}$$

$$\text{Concentració de CH}_3\text{COOH} = \frac{0,00927 \text{ mol}}{0,010 \text{ L}}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,927 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

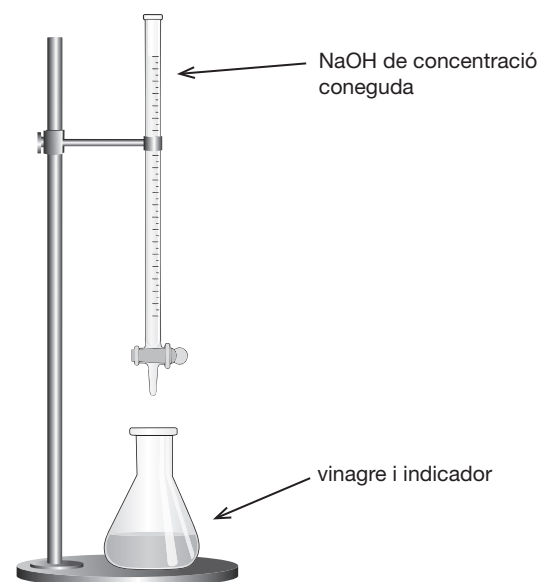
b) Expliqueu el procediment experimental que seguiríeu al laboratori per dur a terme aquesta valoració, i indiqueu el material i els reactius que utilitzaríeu.

Material i reactius:

- Bureta (de 25 mL o 50 mL), amb un peu i pinça per subjectar-la.
- Pipeta amb pera d'aspiració (pipeta de 10 mL).
- Erlenmeyer.
- Solució aquosa d'hidròxid de sodi, de concentració coneguda (0,4120 M).
- Indicador àcid-base que viri a la zona de pH bàsic (fenolftaleïna, per exemple).
- Vinagre (mostra per valorar).

Procediment:

- S'omple la bureta amb la solució aquosa de NaOH, evitant que es formin bombolles d'aire a dins, i s'enrasa el volum de NaOH de la bureta (a zero o a un altre volum).
- Amb la pipeta aforada (i la pera) agafem 10 mL de vinagre i els transvasem a l'Erlenmeyer. Es pot afegir una mica d'aigua destil·lada per rentar les parets de l'Erlenmeyer.
- Afegim 2-3 gotes de l'indicador àcid-base a l'Erlenmeyer.
- Obrim la clau de la bureta i anem afegint NaOH, tot agitant contínuament l'Erlenmeyer, fins a observar un canvi de color de la solució (per exemple d'incolor a rosat, si emprem fenolftaleïna).
- Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH.



2. [Curs 09-10] Hem realitzat al laboratori la valoració d'una solució de HCl 0,10 M amb una solució de NaOH 0,10 M, a 25 °C, i s'ha enregistrat la corba de valoració que es representa a la següent figura.

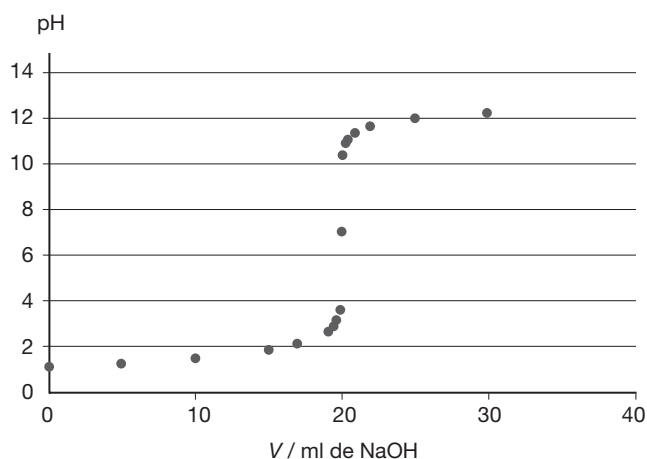
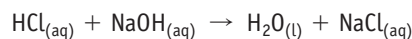


Fig. 6.3. Corba de valoració de HCl 0,10 M amb NaOH 0,10 M.

a) Escriu l'equació de la reacció de valoració. Deduïu de la figura, tot explicant la deducció, quin és el volum de NaOH i el pH en el punt d'equivalència. Si al laboratori es disposa dels indicadors que es relacionen a la taula, raoneu quin escolliríeu per detectar el punt final d'aquesta valoració.

Indicador	Interval de viratge (pH)	Canvi de color
Vermell de cresol	0,2 - 1,8	vermell - groc
Verd de bromocresol	3,8 - 5,4	groc - blau
Blau de bromotimol	6,0 - 7,6	groc - blau
Groc d'alizarina R	10,1 - 12,0	groc - taronja

Taula 6.7. Indicadors àcid-base.



El volum afegit en el punt d'equivalència és de 20 mL.

El pH en el punt d'equivalència, a 25 °C, serà 7,0 (solució neutra), ja que en aquest punt els reactius han reaccionat totalment i els productes que es formen són aigua i clorur de sodi; aquest compost és una sal neutra, ja que els seus ions no reaccionen amb aigua. L'indicador escollit és el blau de bromotimol.

- b) Justifiqueu si el volum de NaOH i el pH del punt d'equivalència canviarien si valorem la mateixa solució de HCl 0,10 M amb una solució de NaOH 0,05 M.

L'estequiometria de la reacció és mol a mol. Per tant, es modificaria el volum de NaOH que afegiríem, que seria el doble, ja que la concentració hauria disminuït a la meitat. El pH en el punt d'equivalència no es modificaria, ja que es forma la mateixa sal.

3. [Curs 09-10] Volem obtenir la corba de valoració de 25 mL d'una solució aquosa d'àcid clorhídric 0,500 M amb una solució aquosa d'hidròxid de sodi 0,500 M.

- a) Expliqueu el procediment experimental que seguiríeu al laboratori i indiqueu el material que faríeu servir per obtenir la corba de valoració.

Procediment experimental:

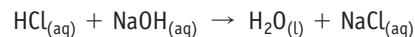
- En un vas de precipitat hi transvasaríem quantitativament 25 mL de solució de HCl 0,500 M amb l'ajut d'una pipeta i una pera.
- En una bureta hi posaríem la solució de NaOH 0,500 M i enrasaríem a un determinat volum (per exemple zero), procurant que a la bureta no hi quedi cap bombolla d'aire.
- En el vas on hi ha el HCl hi col·locaríem un elèctrode de vidre connectat a un pHmetre (o un sensor que permeti fer una mesura proporcional al pH). Mesuraríem el pH inicial (per a un volum de NaOH igual a 0 mL).
- Afegiríem un volum determinat de NaOH (cal mesurar-lo) i anotaríem el pH de la solució. Això ho repetiríem per tenir el pH per a diferents volums de NaOH.
- Es representen els valors experimentals del pH en funció del volum de NaOH i s'obté la corba de valoració.

Material:

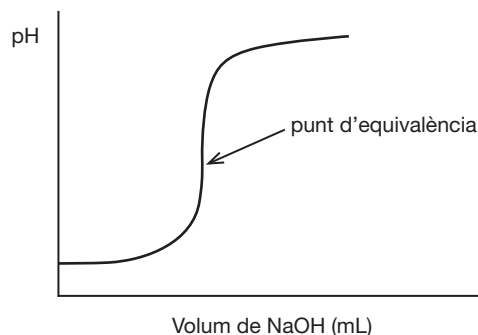
- Vas de precipitats
- Pipeta i pera
- Bureta
- Elèctrode de vidre i pHmetre o sensor per mesurar pH
- Solucions de HCl i NaOH 0,500 M

- b) Escriviu la reacció de valoració, feu un dibuix aproximat de la corba de valoració i assenyaieu-hi el punt d'equivalència. Raoneu quin pH tindrà la valoració en aquest punt a 25 °C.

Reacció de valoració:



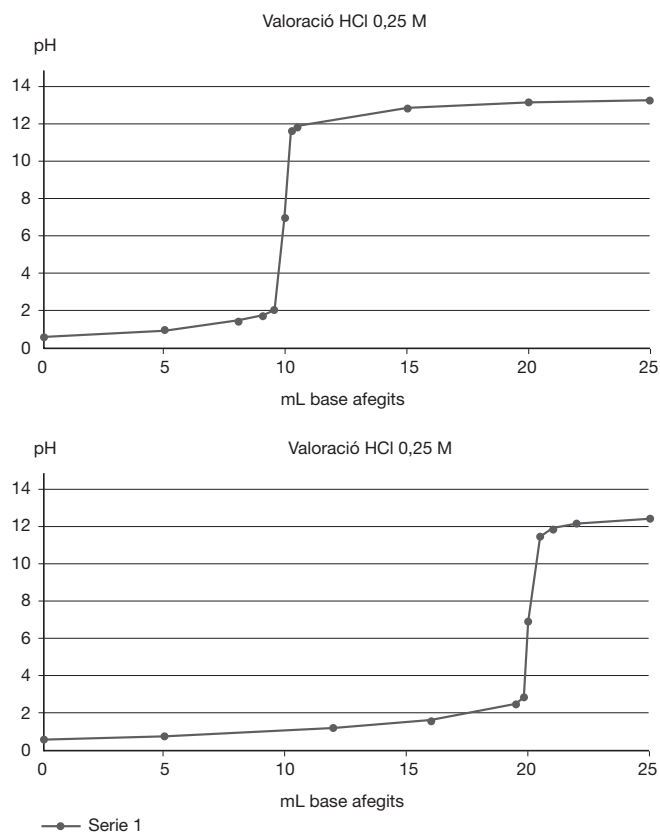
Dibuix aproximat de la corba de valoració:



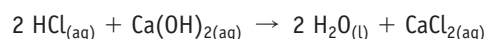
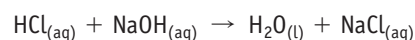
El pH del punt d'equivalència de la valoració és 7,0; en aquest punt tenim aigua i NaCl (aquesta sal és neutra, ja que els ions sodi i clorur no actuen ni d'àcid ni de base).

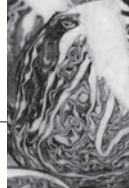
També poden raonar que el pH és 7,0, ja que la sal que es forma (NaCl) prové d'un àcid fort (HCl) i una base forta (NaOH).

4. Les dues gràfiques següents mostren la valoració de l'àcid clorhídric amb les bases: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ i KOH de la mateixa concentració:



- a) Escriviu les reaccions que es produeixen.





- b) Determineu quina gràfica correspon a cada base i quin és el pH en el punt d'equivalència de cadascuna.

La gràfica 1 correspon a la neutralització amb $\text{Ca}(\text{OH})_2$, ja que necessita la meitat de volum per neutralitzar l'àcid clorhídric.

Quimitest

1. Quina de les sals següents donarà un pH bàsic en dissolució?

- a) NH_4Br
- b) $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$
- c) Na_3PO_4
- d) NH_4NO_3

La resposta correcta és la c).

2. Quin és el pH que resulta en mesclar 20 cm^3 d'una dissolució d'àcid clorhídric $0,16 \text{ M}$ i 15 cm^3 d'una dissolució d'amoniac $0,35 \text{ M}$? $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

- a) 10,32
- b) 5,35
- c) 8,12
- d) 9,06

La resposta correcta és la d).

3. El punt d'equivalència d'una valoració de l'àcid nítrós amb l'hidròxid de potassi està situat en:

- a) pH bàsic.
- b) pH neutre.
- c) pH àcid.

- d) En ser un àcid dipròtic té dos punts d'equivalència, un àcid i l'altre bàsic.

La resposta correcta és la a).

4. Les cèl·lules del pèl de les cabres sintetitzen àcid hexanoic, que és la substància responsable de la mala olor que fan. Si per neutralitzar 10 mL d'àcid hexanoic hem necessitat 3 cm^3 de dissolució de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ del 35 % en massa i de densitat $1,02 \text{ g/cm}^3$, quina és la concentració inicial de l'àcid?

- a) $2,9 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
- b) $1,36 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

- c) $0,72 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

- d) $4,10 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

La resposta correcta és la a).

5. Si $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$, quin és el pH d'una dissolució $0,7 \text{ M}$ de NH_4NO_3 ?

- a) 1,9
- b) 4,2
- c) 4,7
- d) 6,2

La resposta correcta és la c).

6. L'àcid fumàric o àcid trans-butendioic, $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4$, es troba en alguns fongs i plantes i és emprat en la conservació d'aliments per la seva acció antimicrobiana. Si volem neutralitzar 250 mL d'una dissolució $0,14 \text{ M}$ d'aquest àcid dipròtic, quin volum de NaOH $0,5 \text{ M}$ es necessita?

- a) 12 mL
- b) 140 mL
- c) 32 mL
- d) 2 mL

La resposta correcta és la b).

7. Quin és el pH d'una dissolució reguladora formada per $0,3 \text{ M}$ d'àcid acètic i $0,4 \text{ M}$ d'acetat de potassi?

Dades: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

- a) 3,35
- b) 2,95
- c) 4,87
- d) 3,14

La resposta correcta és la c).

8. El pH que resulta de mesclar 225 cm^3 d'una dissolució d'àcid nítric $0,25 \text{ M}$ i 150 cm^3 d'una dissolució d'hidròxid de calci $0,35 \text{ M}$ és:

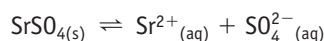
- a) 13,11
- b) 6,02
- c) 3,2
- d) 2,42

La resposta correcta és la d).

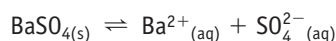
Unitat 7. Equilibris iònics heterogenis

Activitats

1. Hi ha maneres de separar els sulfats d'estronci i de bari, com per exemple per dissolucions selectives. Escriu la fórmula del producte de solubilitat de les dues substàncies precipitades.



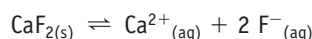
$$K_s = [\text{Sr}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$



$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

2. A una aigua calcària s'hi ha afegit fluorurs en abundància per ajudar a prevenir les càries dentals. Quina és l'expressió de la constant de solubilitat del fluorur que precipita?

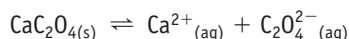
Precipita el CaF_2 i el seu producte de solubilitat és:



$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^{-}]^2$$

3. Les anomenades *pedres al ronyó* són sals insolubles de fosfat de calci o d'oxalat de calci que es formen en aquest òrgan. Si la solubilitat de l'oxalat de calci, $\text{Ca}(\text{C}_2\text{O}_4)$, és $4,47 \cdot 10^{-5} \text{ M}$, quin és el producte de solubilitat corresponent?

Escrivim l'equilibri de l'oxalat de calci:

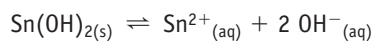


$$\begin{array}{ccc} \text{C equilibri} & s & s \end{array}$$

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = s \cdot s = s^2 = (4,47 \cdot 10^{-5})^2 = 2 \cdot 10^{-9}$$

4. L'hidròxid d'estany és molt insoluble, només se'n dissolen $2,6 \cdot 10^{-8} \text{ g}$ per cada 100 mL d'aigua. Quin és el seu producte de solubilitat?

Per a l'hidròxid d'estany, l'equilibri és:



$$\begin{array}{ccc} \text{C equilibri} & s & 2s \end{array}$$

I l'expressió del producte de solubilitat és:

$$K_s = [\text{Sn}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \frac{2,6 \cdot 10^{-8} \text{ g Sn}(\text{OH})_2}{100 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol Sn}(\text{OH})_2}{152 \text{ g Sn}(\text{OH})_2} = 1,71 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Substituint en l'expressió del producte de solubilitat:

$$K_s = 4 \cdot (1,71 \cdot 10^{-9})^3 = 2 \cdot 10^{-26}$$

5. En l'època del rei Alexandre el Gran eren freqüents les infeccions per microorganismes que provocaven malalties intestinals. Es va comprovar, però, que la gent que solia beure amb vasos d'argent no era tan propensa a aquestes infeccions. Actualment sabem que la poca quantitat d'argent solubilitzada en el líquid de la copa donava lloc a una substància que els immunitzava d'aquest tipus d'infeccions. Calcula els grams d'argent que hi ha en 250 mL d'una dissolució de clorur d'argent.

$$\text{Dades: } K_s (\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

Podem establir l'equilibri següent:



$$\begin{array}{ccc} \text{C equilibri} & s & s \end{array}$$

Per tant:

$$K_s = [\text{Ag}^{+}][\text{Cl}^{-}] = s \cdot s = s^2 = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

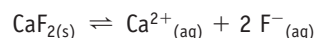
$$s = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\frac{1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol AgCl}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{143,5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} \cdot 0,25 \text{ dm}^3 = 4,8 \cdot 10^{-4} \text{ g AgCl}$$

6. En alguns països s'afegeixen fluorurs a les aigües com a mesura per prevenir les càries dentals. Si la concentració de fluorur en una aigua és de 0,005 g/L i l'aigua conté calç amb una proporció de 0,002 g/L, precipitarà fluorur de calci?

$$\text{Dades: } K_s (\text{CaF}_2) = 3,7 \cdot 10^{-11}$$

Per al fluorur de calci, l'equilibri és:



I l'expressió del producte de solubilitat és:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^{-}]^2$$

En el cas que $Q > K_s$, es forma precipitat. En cas contrari, la concentració dels ions no és suficient perquè es formi precipitat. Calculem la concentració d'ions fluorur i d'ions calci:

$$[\text{F}^{-}] = \frac{0,005 \text{ g F}^{-}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol F}^{-}}{19 \text{ g F}^{-}} = 2,63 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{0,002 \text{ g Ca}^{2+}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}^{2+}}{40,08 \text{ g Ca}^{2+}} = 4,99 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

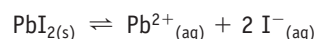
Calculem el valor de Q :

$$Q = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^{-}]^2 = (4,99 \cdot 10^{-5})(2,63 \cdot 10^{-4})^2 = 3,45 \cdot 10^{-12}$$

Com que $Q(3,45 \cdot 10^{-12}) < K_s(3,7 \cdot 10^{-11})$ no es forma precipitat.

7. El producte de solubilitat del iodur de plom és $6,5 \cdot 10^{-9}$. Si a la dissolució hi ha KI amb una concentració 0,1 M, quina és la solubilitat de l'ió plom?

Per al iodur de plom, l'equilibri és:





I l'expressió del producte de solubilitat és:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = 6,5 \cdot 10^{-9}$$

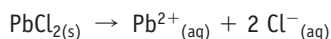
Si sabem que $[\text{I}^-] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, aleshores:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{6,5 \cdot 10^{-9}}{0,1^2} = 6,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

8. La presència de Pb^{2+} a l'organisme és nociva per a la salut, perquè dificulta la generació d'hemoglobina. Per tal d'eliminar l'ió plom en unes aigües de consum s'hi afegeixen clorurs (es produeix PbCl_2 ; $K_s = 1,7 \cdot 10^{-5}$). Si hi afegim 100 mL d'una dissolució de sulfat de sodi 0,2 M, reduïm la presència de Pb^{2+} en dissolució?

Dades: $K_s (\text{PbSO}_4) = 2,3 \cdot 10^{-8}$

L'equilibri heterogeni del clorur de plom(II) és:



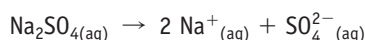
L'expressió de la constant d'equilibri és:

$$k_p = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

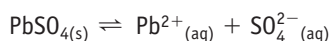
$$k_p = s(2s)^2 = 4s^3 = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

$$s = 1,62 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Hi afegim Na_2SO_4 , que es dissocia totalment en:



Els ions sulfat formen un compost insoluble amb l'ió plom(II):



Si afegim 100 mL de Na_2SO_4 0,2 M, la concentració d'ió sulfat és:

$$100 \text{ mL } \text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,2 \text{ mol } \text{Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,02 \text{ M } \text{SO}_4^{2-}$$

Per l'efecte de l'ió comú, hauria de disminuir la concentració de l'ió plom(II). Comprovem-ho:

$$k_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

$$2,3 \cdot 10^{-8} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot 0,02 \rightarrow [\text{Pb}^{2+}] = 1,5 \cdot 10^{-6}$$

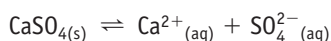
Com que la concentració d'ions Pb(II) que aporta el Na_2SO_4 és molt inferior a la solubilitat del PbCl_2 , no reduïm la presència de Pb^{2+} a l'organisme:

$$1,5 \cdot 10^{-6} \ll 1,62 \cdot 10^{-2}$$

9. Una dissolució conté 0,01 M d'ió calci i 0,01 M d'ió bari. Si s'hi afegeix progressivament sulfat de sodi, quin sulfat precipitarà abans, el de bari o el de calci?

Dades: $K_s (\text{CaSO}_4) = 1,0 \cdot 10^{-5}$; $K_s (\text{BaSO}_4) = 1,0 \cdot 10^{-10}$

Per al sulfat de calci, l'equilibri és:



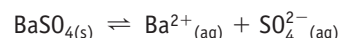
I l'expressió del producte de solubilitat:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-5}$$

Per tant, la concentració d'ió sulfat a partir de la qual començarà a precipitar sulfat de calci és:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{10^{-5}}{0,01} = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Per al sulfat de bari, l'equilibri és:



I l'expressió del producte de solubilitat:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-10}$$

Per tant, la concentració d'ió sulfat a partir de la qual començarà a precipitar sulfat de bari és:

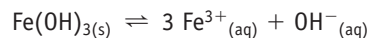
$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{10^{-10}}{0,01} = 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Concloem que precipitarà abans el sulfat de bari, ja que necessita menys concentració de sulfats per precipitar.

10. Si barregem FeCl_3 amb una dissolució de NaOH , quin precipitat s'obtindrà? Com es pot redissoldre aquest precipitat?

S'obté hidròxid de ferro(III), Fe(OH)_3 .

Escrivim l'equilibri de l'hidròxid de ferro(III):



Si hi afegim una dissolució de HCl , el precipitat es redissol, perquè es forma aigua i, per tant, l'equilibri es desplaça cap a la formació de productes.

11. Per un error en un procés s'ha produït una mescla de precipitats de clorur de plom i clorur de plata. Com es poden separar?

Una possibilitat és afegir-hi amoníac, que provoca que es redissolgui el clorur de plata per la formació del complex diamminaplata(I), $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

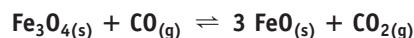
12. Quins dels precipitats següents es redissoldran en presència de medi àcid?

BaCO_3	BaSO_4	BiPO_4
CaCO_3	Be(OH)_2	CaCrO_4
CrCO_3	ZnCO_3	Mg(OH)_2

Es redissolen els carbonats i els hidròxids: BaCO_3 , CaCO_3 , CrCO_3 , ZnCO_3 , Be(OH)_2 i Mg(OH)_2 .

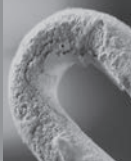
Activitats finals

1. El rovell que afecta els materials de ferro es pot considerar que és una barreja d'òxids que a vegades es representa amb la fórmula $\text{Fe}_3\text{O}_{4(s)}$. Si considerem l'equilibri heterogeni:

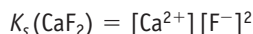


com l'afectaria un augment de la pressió?

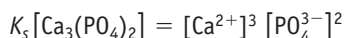
Un augment de la pressió no afecta l'equilibri, ja que no hi ha variació en el nombre de mols gasosos.



2. a) L'espai de fluor és el fluorur de calci, que s'utilitza a la metal·lúrgia com a fundent, és a dir, una sal que rebaixa el punt de fusió dels metalls. Aquesta sal és molt poc soluble. Escriu l'expressió del producte de solubilitat.



- b) Els càlculs renals són majoritàriament de fosfat de calci. Escriu l'expressió del producte de solubilitat.

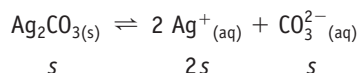
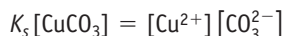
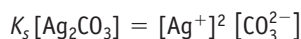


3. Té sentit parlar d'una $K_s = 4 \cdot 10^{-13}$?

No, ja que té un valor molt elevat, cosa que representa que el sòlid està molt dissociat en els ions respectius en dissolució i, per tant, és molt soluble.

4. Escriu l'expressió del producte de solubilitat del carbonat de plata i del carbonat de coure(II), i indica, després de fer els càlculs corresponents, quin dels dos productes és més soluble en aigua a 25 °C.

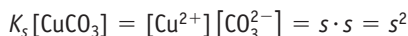
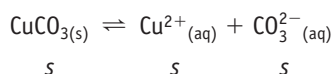
Dades: A 25 °C, K_s (carbonat de plata) = $6 \cdot 10^{-12}$;
 K_s (carbonat de coure(II)) = $2 \cdot 10^{-10}$



$$K_s[\text{Ag}_2\text{CO}_3] = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CO}_3^{2-}] = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

$$6 \cdot 10^{-12} = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{6 \cdot 10^{-12}}{4}} = 1,14 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$



$$2 \cdot 10^{-10} = s^2$$

$$s = \sqrt{2 \cdot 10^{-10}} = 1,41 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

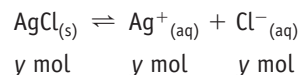
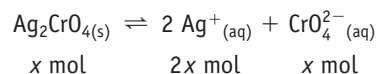
El producte més soluble és el carbonat de plata, ja que la solubilitat és més gran.

5. A una dissolució que conté ions cromat i ions clorur s'hi afegeixen 40 mL d'una dissolució de nitrat de plata 0,1 M. Pràcticament tot l'ió cromat precipita en forma de cromat de plata i tot l'ió clorur precipita en forma de clorur de plata, de manera que s'obtenen 0,6186 g de precipitat i no queda ió plata en dissolució. Calcula el nombre de mols d'ió cromat i d'ió clorur de la dissolució inicial.

Calculem els mols d'ió Ag^+ de la dissolució inicial:

$$40 \text{ cm}^3 \text{ Ag}^+ = \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,1 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ dm}^3} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ag}^+$$

A continuació escrivim les dues reaccions de precipitació que es produeixen alhora:



Com que coneixem els mols inicials d'ions Ag^+ i en l'enunciat se'ns diu que quan es forma el precipitat, no en queda, podem escriure que:

$$2x + y = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ag}^+$$

Sabem que s'obtenen 0,6186 g de precipitat. Per estequiometria:

$$x \text{ mol Ag}_2\text{CrO}_4 \cdot \frac{332 \text{ g Ag}_2\text{CrO}_4}{1 \text{ mol Ag}_2\text{CrO}_4} + y \text{ mol AgCl} \cdot \frac{143,5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,6186 \text{ g}$$

Plantegem el sistema d'equacions següent i el resollem:

$$\begin{cases} 2x + y = 4 \cdot 10^{-3} \\ 332x + 143,5y = 0,6186 \end{cases}$$

Finalment, trobem les concentracions inicials d'ions cromat i clorur:

$$x = 9,91 \cdot 10^{-4} \text{ mol CrO}_4^{2-}$$

$$y = 2,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cl}^-$$

6. A 80 mL de dissolució 0,05 M de cromat de potassi, s'hi afegeixen 20 mL d'una dissolució 0,01 M de nitrat de plata. Explica raonadament si precipitarà cromat de plata o no en barrejar les dues dissolucions.

Dades: A 25 °C, K_s (cromat de plata) = $1,8 \cdot 10^{-12}$

Calculem els mols d'ions cromat i plata:

$$80 \text{ cm}^3 \text{ K}_2\text{CrO}_4 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,05 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol CrO}_4^{2-}}{1 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol CrO}_4^{2-}$$

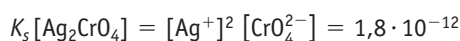
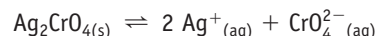
$$20 \text{ cm}^3 \text{ AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,01 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ mol AgNO}_3} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ag}^+$$

Tot seguit calculem les concentracions respectives:

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = \frac{4 \cdot 10^{-3} \text{ mol CrO}_4^{2-}}{(80 \text{ cm}^3 + 20 \text{ cm}^3)} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,04 \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{2 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ag}^+}{(80 \text{ cm}^3 + 20 \text{ cm}^3)} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Escrivim la reacció de precipitació del cromat de plata:



$$Q = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = (2 \cdot 10^{-3})^2 \cdot 0,04 = 1,6 \cdot 10^{-7}$$

Es forma precipitat, ja que $Q > K_s$:

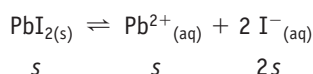
$$1,6 \cdot 10^{-7} > 1,8 \cdot 10^{-12}$$

7. A 25 °C es prepara una dissolució saturada de iodur de plom(II) amb la dissolució de 0,172 g d'aquesta sal en aigua fins a obtenir 250 mL de dissolució. Sabent això:

a) Troba el producte de solubilitat del iodur de plom a 25 °C.

$$\frac{0,172 \text{ g PbI}_2}{250 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{461 \text{ g PbI}_2} =$$

$$= 1,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$



$$K_s[\text{PbI}_2] = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 =$$

$$= 4 \cdot (1,49 \cdot 10^{-3})^3 = 1,32 \cdot 10^{-8}$$

b) Indica si la solubilitat del iodur de plom en aigua és més o menys baixa que la seva solubilitat en una dissolució de iodur de sodi. Raona la resposta.

La solubilitat del iodur de plom en aigua és més gran que en una dissolució de iodur de sodi, a causa de l'efecte de l'ió comú.

c) Calcula el nombre d'ions plom(II) i d'ions iodur que hi ha en 1 cm³ d'una dissolució saturada de iodur de plom(II) a 25 °C.

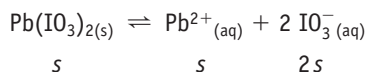
$$1 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ dm}^3} \cdot$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol ions Pb}^{2+}}{1 \text{ mol PbI}_2} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ ions Pb}^{2+}}{1 \text{ mol ions Pb}^{2+}} =$$

$$= 8,97 \cdot 10^{17} \text{ ions Pb}^{2+}$$

$$8,97 \cdot 10^{17} \text{ ions Pb}^{2+} \cdot \frac{2 \text{ ions I}^{-}}{1 \text{ ió Pb}^{2+}} = 1,79 \cdot 10^{18} \text{ ions I}^{-}$$

8. A la temperatura de 25 °C, el producte de solubilitat del iodat de plom(II) és de $3,3 \cdot 10^{-14}$. Calcula la massa de iodat de plom que es pot dissoldre en 100 L d'aigua a la mateixa temperatura.



$$K_s[\text{Pb(IO}_3)_2] = [\text{Pb}^{2+}][\text{IO}_3^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$3,3 \cdot 10^{-14} = 4s^3$$

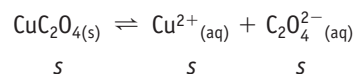
$$s = \sqrt[3]{\frac{3,3 \cdot 10^{-14}}{4}} = 2,02 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$100 \text{ dm}^3 \cdot \frac{2,02 \cdot 10^{-5} \text{ mol Pb(IO}_3)_2}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{557,2 \text{ g Pb(IO}_3)_2}{1 \text{ mol Pb(IO}_3)_2} =$$

$$= 1,126 \text{ g Pb(IO}_3)_2$$

9. Calcula:

a) La solubilitat de l'oxalat de coure(II) en mg·L⁻¹.



$$K_s[\text{CuC}_2\text{O}_4] = [\text{Cu}^{2+}][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = s \cdot s = s^2$$

$$2,9 \cdot 10^{-8} = s^2$$

$$s = \sqrt{2,9 \cdot 10^{-8}} = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\frac{1,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol CuC}_2\text{O}_4}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{151,5 \text{ g CuC}_2\text{O}_4}{1 \text{ mol CuC}_2\text{O}_4} \cdot \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} =$$

$$= 25,76 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$$

b) El nombre d'ions coure(II) en 1 mL d'una dissolució saturada d'oxalat de coure(II) a 25 °C.

$$1 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol CuC}_2\text{O}_4}{1 \text{ dm}^3} \cdot$$

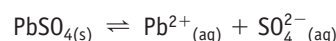
$$\cdot \frac{1 \text{ mol ions Cu}^{2+}}{1 \text{ mol CuC}_2\text{O}_4} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ ions Cu}^{2+}}{1 \text{ mol ions Cu}^{2+}} =$$

$$= 1,024 \cdot 10^{17} \text{ ions Cu}^{2+}$$

Dades: $K_s(\text{CuC}_2\text{O}_4 \text{ a } 25 \text{ °C}) = 2,9 \cdot 10^{-8}$

10. Indica, després de fer els càlculs que calgui, si es pot formar un precipitat de sulfat de plom(II) en addicionar una gota (0,05 mL) d'àcid sulfúric 0,1 M a 1 L d'una dissolució que conté 1 mg d'ions plom(II).

Dades: $K_s(\text{PbSO}_4 \text{ a } 25 \text{ °C}) = 2,25 \cdot 10^{-8}$



$$K_s[\text{PbSO}_4] = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 2,25 \cdot 10^{-8}$$

$$0,05 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ dm}^3} =$$

$$= 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Si no considerem el volum de la gota d'àcid sulfúric:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Calculem la concentració d'ions plom(II) en la dissolució:

$$\frac{1 \text{ mg Pb}^{2+}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}^{2+}}{207,2 \text{ g Pb}^{2+}} =$$

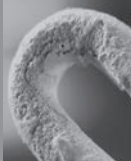
$$= 4,83 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 4,83 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$Q = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 4,83 \cdot 10^{-6} \cdot 5 \cdot 10^{-6} = 2,415 \cdot 10^{-11}$$

No es forma precipitat, ja que $Q < K_s$:

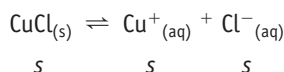
$$2,415 \cdot 10^{-11} < 2,25 \cdot 10^{-8}$$



11. Calcula la massa de clorur de coure(I) que precipita en afegir 0,2 mol de clorur de sodi a 0,5 L de dissolució saturada de clorur de coure(I). Escriu les equacions que calgui.

Dades: $K_s(\text{CuCl a } 25^\circ\text{C}) = 1,1 \cdot 10^{-6}$

Calculem la solubilitat del clorur de coure(I):



$$K_s[\text{CuCl}] = [\text{Cu}^+][\text{Cl}^-] = s \cdot s = s^2$$

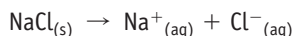
$$1,1 \cdot 10^{-6} = s^2$$

$$s = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-6}} = 1,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Calculem el nombre de mols d'ió clorur que hi ha en la dissolució saturada de CuCl:

$$\frac{1,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ dm}^3} \cdot 0,5 \text{ dm}^3 = 5,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol Cl}^-$$

El clorur de sodi es dissol completament segons l'equació:



Per tant, el nombre de mols d'ió clorur que provenen del clorur de sodi és de 0,2 mol.

Així, doncs, la concentració total d'ió clorur en dissolució és:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{(5,25 \cdot 10^{-4} + 0,2) \text{ mol Cl}^-}{0,5 \text{ dm}^3} = 0,4 \text{ M}$$

A partir del producte de solubilitat, calculem la quantitat d'ió coure(I) que queda en dissolució:

$$K_s[\text{CuCl}] = [\text{Cu}^+][\text{Cl}^-]$$

$$1,1 \cdot 10^{-6} = [\text{Cu}^+] \cdot 0,4$$

$$[\text{Cu}^+] = 2,75 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Per tant:

$$[\text{Cu}^+]_{\text{precipitat}} = [\text{Cu}^+]_{\text{inicial}} - [\text{Cu}^+]_{\text{final}}$$

$$[\text{Cu}^+]_{\text{precipitat}} = 1,05 \cdot 10^{-3} - 2,75 \cdot 10^{-6} = 1,04725 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Finalment, per estequiometria, calculem la massa de clorur de coure(I) que ha precipitat:

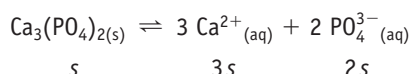
$$\frac{1,04725 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cu}^+}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol CuCl}}{1 \text{ mol Cu}^+} \cdot \frac{99 \text{ g CuCl}}{1 \text{ mol CuCl}} \cdot 0,5 \text{ dm}^3 =$$

$$= 0,052 \text{ g CuCl}$$

12. Una de les maneres de detectar la presència de càlculs reials és analitzar l'orina del pacient. Si els càlculs consisteixen exclusivament en cristalls incrustats al ronyó, es tracta de fosfat de calci.

a) Quina concentració d'ió calci revela la presència de càlculs?

Calculem la solubilitat del fosfat de calci:



$$K_s[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 = (3s)^3 \cdot (2s)^2 = 108s^5$$

$$1,3 \cdot 10^{-32} = 108s^5$$

$$s = \sqrt[5]{\frac{1,3 \cdot 10^{-32}}{108}} = 1,64 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Finalment, calculem la concentració de calci:

$$[\text{Ca}^{2+}] = 3 \cdot 1,64 \cdot 10^{-7} = 4,93 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

- b) Si la concentració de l'ió fosfat a l'orina del pacient augmenta a causa d'un fosfat soluble, què passarà amb la concentració de l'ió calci?

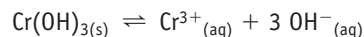
La concentració de l'ió calci disminueix, ja que reacciona amb l'excés d'ió fosfat per tal de mantenir el valor del producte de solubilitat. És l'efecte de l'ió comú.

Dades: $K_s(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1,3 \cdot 10^{-32}$

13. Indica, raonant-ho i després de fer els càlculs que calgui, si s'obtindrà precipitat d'hidroxid de crom(III) en afegir 1,52 g de clorur de crom(III) a 1 L d'aigua a 25 °C.

Dades: $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$; $K_s(\text{Cr}(\text{OH})_3) = 10^{-38}$

Escrivim l'equilibri corresponent:



$$K_s[\text{Cr}(\text{OH})_3] = [\text{Cr}^{3+}][\text{OH}^-]^3 = 10^{-38}$$

Calculem la concentració d'ions crom(III):

$$[\text{Cr}^{3+}] = \frac{1,52 \text{ g CrCl}_3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol CrCl}_3}{158,5 \text{ g CrCl}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}^{3+}}{1 \text{ mol CrCl}_3} =$$

$$= 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$Q = [\text{Cr}^{3+}][\text{OH}^-]^3 = 9,6 \cdot 10^{-3} \cdot (10^{-7})^3 = 9,6 \cdot 10^{-24}$$

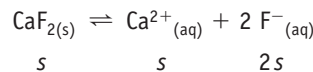
Es forma precipitat, ja que $Q > K_s$:

$$9,6 \cdot 10^{-24} > 10^{-38}$$

14. A 25 °C, es dissolen 0,010 g de fluorur de calci en aigua i s'obtenen 600 mL d'una dissolució saturada d'aquesta sal.

a) Calcula el producte de solubilitat del fluorur de calci a la mateixa temperatura.

Escrivim l'equilibri heterogeni del CaF_2 :



$$K_s[\text{CaF}_2] = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Calculem la solubilitat del CaF_2 :

$$s = \frac{0,010 \text{ g CaF}_2}{600 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaF}_2}{78 \text{ g CaF}_2} =$$

$$= 2,14 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Finalment:

$$K_s = 4s^3 = 4(2,14 \cdot 10^{-4})^3 = 3,9 \cdot 10^{-11}$$



- b) La solubilitat del fluorur de calci és més gran, igual o més petita que la solubilitat d'aquesta sal en una dissolució aquosa de fluorur de sodi? Raona-ho.

La solubilitat del fluorur de calci en aigua és més gran que en una dissolució de fluorur de sodi a causa de l'efecte de l'ió comú.

15. Un precipitat de carbonat de plata està en equilibri amb una dissolució aquosa saturada d'aquesta sal. Explica els fenòmens que tenen lloc quan s'hi afegeix:

a) Amoníac

La reacció que es produeix és:



L'amoníac forma un complex soluble amb l'ió Ag^+ , l'ió diamminaplata(I) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$; per tant, el precipitat es dissol.

b) Nitrat de plata

En afegir-hi nitrat de plata, augmenta la concentració de l'ió Ag^+ ; per tant, per efecte de l'ió comú, disminueix la solubilitat.

c) Àcid nítric

En afegir-hi àcid nítric, aportem protons al medi, que reaccionen amb l'anió carbonat per formar l'anió hidrogencarbonat; per tant, la solubilitat augmenta i es dissol precipitat.

16. L'hidroxid de magnesi és poc soluble en aigua a 25 °C. Indica la massa mínima d'aigua necessària per dissoldre 0,583 g d'hidroxid de magnesi.

Dades: $K_s(\text{Mg}(\text{OH})_2 \text{ a } 25^\circ\text{C}) = 1,5 \cdot 10^{-11}$

Escrivim l'equilibri heterogeni de l'hidroxid de magnesi i en calculem la solubilitat a 25 °C:

$$\begin{aligned} \text{Mg}(\text{OH})_{2(s)} &\rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{OH}^{-}_{(aq)} \\ s &\qquad\qquad s \qquad\qquad 2s \\ K_s[\text{Mg}(\text{OH})_2] &= [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \\ 1,5 \cdot 10^{-11} &= 4s^3 \\ s &= \sqrt[3]{\frac{1,5 \cdot 10^{-11}}{4}} = 1,55 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \\ \frac{1,55 \cdot 10^{-4} \text{ mol Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{58 \text{ g Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2} &= \\ &= 8,99 \cdot 10^{-3} \text{ g Mg}(\text{OH})_2 \\ 0,583 \text{ g Mg}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ dissolució}}{8,99 \cdot 10^{-3} \text{ g Mg}(\text{OH})_2} &= \\ &= 64,85 \text{ dm}^3 \text{ dissolució} \end{aligned}$$

Si considerem que la densitat de la dissolució és d'1 $\text{kg} \cdot \text{dm}^{-3}$:

$$64,85 \text{ dm}^3 = 64,85 \text{ kg} = 64850 \text{ g}$$

$$\text{massa dissolució} = \text{massa solut} + \text{massa aigua}$$

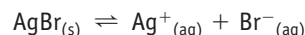
$$64850 \text{ g dissolució} = 0,583 \text{ g Mg}(\text{OH})_2 + \text{g aigua}$$

$$\text{massa aigua} = 64849,417 \text{ g H}_2\text{O}$$

17. Una dissolució aquosa conté a 25 °C ions bromur, carbonat i fosfat en concentracions d' $1 \cdot 10^{-3}$, de $3 \cdot 10^{-3}$ i de $5 \cdot 10^{-4}$ M, respectivament. En afegir-hi, gota a gota i agitant la mescla, una dissolució molt diluïda de nitrat de plata, quina sal de plata precipitarà en primer lloc? Raona la resposta després de fer els càlculs necessaris.

Dades: $K_s(\text{AgBr}) = 8 \cdot 10^{-13}$; $K_s(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 6 \cdot 10^{-12}$; $K_s(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 2 \cdot 10^{-18}$

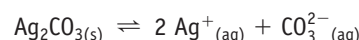
Escrivim tots els equilibris heterogenis i calculem la concentració d'ió plata en cada cas:



$$K_s[\text{AgBr}] = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-]$$

$$8 \cdot 10^{-13} = [\text{Ag}^+] \cdot 1 \cdot 10^{-3}$$

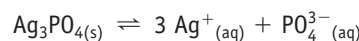
$$[\text{Ag}^+] = 8 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$



$$K_s[\text{Ag}_2\text{CO}_3] = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$6 \cdot 10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot 3 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{Ag}^+] = 4,47 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$



$$K_s[\text{Ag}_3\text{PO}_4] = [\text{Ag}^+]^3 [\text{PO}_4^{3-}]$$

$$2 \cdot 10^{-18} = [\text{Ag}^+]^3 \cdot 5 \cdot 10^{-4}$$

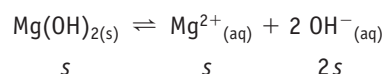
$$[\text{Ag}^+] = 1,59 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Precipita en primer lloc el bromur de plata, ja que:

$$\begin{aligned} [\text{Ag}^+]_{\text{AgBr}} (8 \cdot 10^{-10} \text{ M}) &< [\text{Ag}^+]_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} (1,59 \cdot 10^{-5} \text{ M}) < \\ &< [\text{Ag}^+]_{\text{Ag}_2\text{CO}_3} (4,47 \cdot 10^{-5} \text{ M}) \end{aligned}$$

18. Se saturen 500 mL d'aigua amb hidroxid de magnesi. Calcula el pH de la dissolució resultant, sabent que $K_s(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1,5 \cdot 10^{-11}$. No tinguis en compte l'autodissociació de l'aigua.

Calculem la concentració d'ions hidroxid:

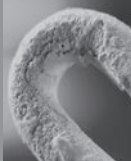


$$s \qquad\qquad s \qquad\qquad 2s$$

$$K_s[\text{Mg}(\text{OH})_2] = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$1,5 \cdot 10^{-11} = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{1,5 \cdot 10^{-11}}{4}} = 1,55 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$



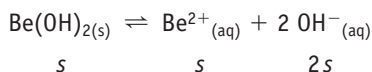
$$[\text{OH}^-] = 2s = 3,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 3,51$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 10,49$$

19. La solubilitat de $\text{Be}(\text{OH})_2$ és de $8 \cdot 10^{-7} \text{ M}$.

a) Quin pH ha de tenir una dissolució de nitrat de beril·li (sal soluble) de concentració $2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ perquè comenci la precipitació de l'hidroxid?



$$K_s [\text{Be}(\text{OH})_2] = [\text{Be}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$K_s = 4s^3 = 4(8 \cdot 10^{-7})^3 = 2,048 \cdot 10^{-18}$$

$$2,048 \cdot 10^{-18} = 2 \cdot 10^{-6} \cdot [\text{OH}^-]^2$$

$$[\text{OH}^-] = 1,01 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 6$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8$$

b) Quina és la concentració d'ions Be^{2+} en dissolució, si tenim un pH = 10?

$$\text{pOH} = 4$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

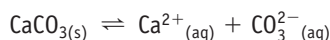
$$K_s [\text{Be}(\text{OH})_2] = [\text{Be}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

$$2,048 \cdot 10^{-18} = [\text{Be}^{2+}] (10^{-4})^2$$

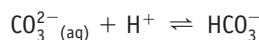
$$[\text{Be}^{2+}] = 2,048 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

20. Sabent que un dels components principals del marbre és el carbonat de calci, CaCO_3 , explica mitjançant equilibris heterogenis per què el marbre és atacat per l'àcid cítric (àcid de les llimones, taronges, etc.).

L'equilibri heterogeni del carbonat de calci és:



L'ió CO_3^{2-} reacciona amb els protons H^+ que aporten els àcids i forma l'anió hidrogencarbonat, HCO_3^- :

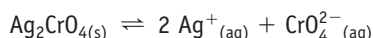


Com que disminueix la concentració de l'ió CO_3^{2-} , l'equilibri es desplaça cap a la dreta i es dissol el carbonat de calci.

21. Tenim una dissolució aquosa de cromat de potassi i de clorur de sodi de concentracions 0,1 M i 0,05 M, respectivament, i hi adicionem una dissolució de nitrat de plata. Suposa que el volum no varia.

a) Determina, per mitjà dels càlculs pertinents, quina de les dues sals de plata precipitarà en primer lloc.

Escrivim les dues equacions de dissociació i, per mitjà de la constant del producte de solubilitat, calculem la concentració d'ió Ag^+ a partir de la qual començarà a precipitar cada sal:



$$K_s (\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = 2 \cdot 10^{-12}$$

$$2 \cdot 10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot 0,1$$

$$[\text{Ag}^+] = 4,47 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$



$$K_s (\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

$$1,8 \cdot 10^{-10} = [\text{Ag}^+] \cdot 0,05$$

$$[\text{Ag}^+] = 3,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

El clorur de plata precipita primer, ja que $[\text{Ag}^+]$ que necessita per precipitar és més petita que la del cromat de plata.

b) Calcula la concentració de l'anió de la sal més insoluble en començar a precipitar la sal que precipita en segon lloc.

Quan comença a precipitar el cromat de plata, la concentració de l'ió comú és:

$$[\text{Ag}^+] = 4,47 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

A partir de la constant del producte de solubilitat de la sal que precipita en primer lloc, AgCl , calculem la concentració de l'anió corresponent:

$$K_s [\text{AgCl}] = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

$$1,8 \cdot 10^{-10} = 4,47 \cdot 10^{-6} [\text{Cl}^-]$$

$$[\text{Cl}^-] = 4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Dades: K_s (cromat de plata) = $2 \cdot 10^{-12}$;

K_s (clorur de plata) = $1,8 \cdot 10^{-10}$

22. Una de les aplicacions més interessants de les reaccions de precipitació és la separació selectiva dels cations metàl·lics continguts en dissolucions aquoses.

Una aigua residual conté 0,01 M d'ió plom(II) i 0,02 M d'ió bari(II). Per tal de precipitar selectivament aquests cations metàl·lics, s'hi adiciona gradualment cromat de sodi.

Quin catió precipitarà primer i quin percentatge restarà en dissolució quan comenci a precipitar el segon?

Dades: K_s (cromat de bari) = $7,9 \cdot 10^{-10}$;

K_s (cromat de plom(II)) = $1,3 \cdot 10^{-13}$

a) $\text{Pb(II)} < 0,1 \%$

b) $\text{Pb(II)} < 1 \%$

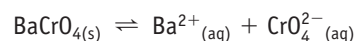
c) $\text{Pb(II)} < 10 \%$

d) $\text{Ba(II)} < 0,1 \%$

e) $\text{Ba(II)} < 1 \%$

f) $\text{Ba(II)} < 10 \%$

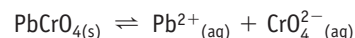
Escrivim les dues equacions de dissociació i, per mitjà de la constant del producte de solubilitat, calculem la concentració d'ió CrO_4^{2-} a partir de la qual començarà a precipitar cada sal:



$$K_s [\text{BaCrO}_4] = [\text{Ba}^{2+}] [\text{CrO}_4^{2-}] = 7,9 \cdot 10^{-10}$$

$$0,02 [\text{CrO}_4^{2-}] = 7,9 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = 3,95 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$



$$K_s [\text{PbCrO}_4] = [\text{Pb}^{2+}] [\text{CrO}_4^{2-}] = 1,3 \cdot 10^{-13}$$



$$0,01 [\text{CrO}_4^{2-}] = 1,3 \cdot 10^{-13}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = 1,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

El cromat de plom precipita primer, ja que $[\text{CrO}_4^{2-}]$ que necessita per precipitar és més petita que la del cromat de bari.

Quan comença a precipitar la segona sal, el cromat de bari, la concentració d'ió cromat és $[\text{CrO}_4^{2-}] = 3,95 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ i, mitjançant la constant del producte de solubilitat de la sal més insoluble, calculem la concentració de l'ió plom(II):

$$K_s [\text{PbCrO}_4] = [\text{Pb}^{2+}] [\text{CrO}_4^{2-}] = 1,3 \cdot 10^{-13}$$

$$1,3 \cdot 10^{-13} = 3,95 \cdot 10^{-8} [\text{Pb}^{2+}]$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 3,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

El percentatge respecte de la concentració d'ió plom(II) inicial és:

$$\frac{3,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}} \cdot 100 = 0,033 \%$$

Per tant, la resposta correcta és la a).

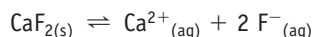
- 23. Alguns països fluoren l'aigua potable per prevenir la càries dental. Si en una planta potabilitzadora es volgués fluorar una aigua que conté 20 mg/L de Ca^{2+} , quants grams de fluorur de sodi per metre cúbic, com a màxim, s'hi haurien d'afegir si no volem que es formi un precipitat? El producte de solubilitat del CaF_2 és $1 \cdot 10^{-10}$.**

- a) 18,8 g b) 0,0084 g
c) 0,447 g d) 125 g
e) 17,6 g f) cap de les anteriors

Calculem la concentració d'ió Ca^{2+} en $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$:

$$\frac{20 \text{ mg } \text{Ca}^{2+}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Ca}^{2+}}{40 \text{ g } \text{Ca}^{2+}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Calculem la concentració d'ió fluorur mínima perquè precipiti el fluorur de calci:



$$K_s [\text{CaF}_2] = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2 = 1 \cdot 10^{-10}$$

$$1 \cdot 10^{-10} = 5 \cdot 10^{-4} [\text{F}^{-}]^2$$

$$[\text{F}^{-}] = 4,47 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Calculem la concentració de fluorur de sodi en g/m^3 :

$$\frac{4,47 \cdot 10^{-4} \text{ mol } \text{F}^{-}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NaF}}{1 \text{ mol } \text{F}^{-}} \cdot \frac{42 \text{ g } \text{Na}}{1 \text{ mol } \text{NaF}} \cdot \frac{1000 \text{ dm}^3}{1 \text{ m}^3} = 18,774 \text{ g NaF}$$

La resposta correcta és la a).

- 24. Justifica si apareixerà precipitat en mesclar 25 mL de dissolució de nitrat de plata, de concentració $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, amb 75 mL de dissolució de carbonat de sodi, de concentració $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, a 25°C .**

Suposa que els volums són additius.

Dades: K_s (carbonat de plata): $6,2 \cdot 10^{-12}$ a 25°C

Calculem els mols d'ió plata:

$$0,025 \text{ dm}^3 \cdot \frac{10^{-3} \text{ mol } \text{AgNO}_3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Ag}^{+}}{1 \text{ mol } \text{AgNO}_3} = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol } \text{Ag}^{+}$$

I els mols d'ió carbonat:

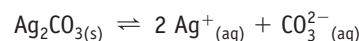
$$0,075 \text{ dm}^3 \cdot \frac{10^{-3} \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_3^{2-}}{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3} = 7,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol } \text{CO}_3^{2-}$$

Tot seguit calculem les concentracions:

$$[\text{Ag}^{+}] = \frac{2,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{(0,025 + 0,075) \text{ dm}^3} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{7,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{(0,025 + 0,075) \text{ dm}^3} = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Escrivim l'equilibri heterogeni del carbonat de plata:



$$K_s (\text{Ag}_2\text{CO}_3) = [\text{Ag}^{+}]^2 [\text{CO}_3^{2-}] = 6,2 \cdot 10^{-12}$$

$$Q = 7,5 \cdot 10^{-4} (2,5 \cdot 10^{-4})^2 = 4,6875 \cdot 10^{-11}$$

Apareix precipitat de carbonat de plata, ja que $Q > K_s$:

$$4,6875 \cdot 10^{-11} > 6,2 \cdot 10^{-12}$$

- 25. Raona si el $\text{Fe}(\text{OH})_3$ és més o menys soluble en una dissolució de sulfat de ferro(III), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, que en aigua destil·lada.**

El $\text{Fe}(\text{OH})_3$ és més soluble en aigua que en una dissolució de sulfat de ferro(III), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, a causa de l'efecte de l'ió comú.

- 26. Les aigües minerals sovint contenen ions provinents de sals que s'han anat dissolent en el seu camí. Un d'aquests ions és el sulfat, que es pot posar de manifest afegint a una quantitat determinada d'aigua un excés de solució de clorur de bari que se separa i es pesa.**

- a) **Explica detalladament el procediment experimental que seguiries al laboratori per separar el sulfat de bari i determinar la quantitat d'ions sulfat de l'aigua (material, passos que cal seguir, dades que cal recollir, etc.).**

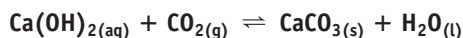
Cal afegir una sal de bari soluble en aigua (com el clorur de bari), de manera que precipitin els ions sulfat en forma de BaSO_4 insoluble, que es pot separar de la resta de la dissolució per filtració. Posteriorment, recollirem el residu i el deixarem assecar per poder determinar-ne la quantitat.

- b) **Quins càlculs faries per conèixer la concentració d'ions sulfat a l'aigua a partir de la massa de sulfat de bari separat? Considera coneguda la massa molecular del sulfat de bari (M).**

Farem els càlculs següents:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{x \text{ g } \text{BaSO}_4}{V} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{BaSO}_4}{M \text{ g } \text{BaSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol } \text{BaSO}_4} \cdot \frac{x}{V \cdot M}$$

27. Per retenir gasos s'utilitza un aparell anomenat *trampa*. Consisteix en un recipient amb el qual es fa bombollear el gas en qüestió sobre una solució que conté un reactiu que el reté. Aquest és el cas d'una trampa d'hidròxid de calci, que és capaç de retenir diòxid de carboni, ja que s'hi produeix la reacció següent:



Si la solubilitat del Ca(OH)_2 a 25 °C és de 0,18 g/L, quants litres de CO_2 a 25 °C i 1 atm es poden recollir amb una trampa de 25 L de solució inicialment saturada de Ca(OH)_2 ?

- a) 15 b) 12 c) 2,7
d) 1,5 e) 0,061

$$25 \text{ L} \cdot \frac{0,18 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{74 \text{ g Ca(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} =$$

$$= 0,0608 \text{ mol CO}_2$$

$$pV = nRT$$

$$V = \frac{0,0608 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}/(\text{K} \cdot \text{mol}) \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

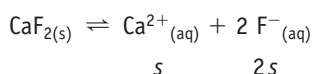
$$V = 1,486 \text{ L}$$

La resposta correcta és la d.

28. Per a l'estudi de l'eliminació de les càries de la població volem saber la solubilitat del fluorur de calci, ja que és possible tenir problemes de precipitació del fluorur en afegir-la a l'aigua. Expressa la solubilitat en gram per litre.

Dades: K_s (fluorur de calci) = $3,7 \cdot 10^{-11}$; masses atòmiques: F = 19 g/mol i Ca = 40,08 g/mol

Podem establir l'equilibri següent amb les concentracions corresponents:



$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^{-}]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

$$3,7 \cdot 10^{-11} = 4s^3$$

$$s = 2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\frac{2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{78,08 \text{ g}}{1 \text{ mol Ca F}_2} = 0,0164 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

29. Habitualment els hospitals fan demandes de sang a la població per tenir suficient estoc de cara, sobretot, a possibles accidents. A l'etiqueta dels recipients on s'emmagatzema la sang indica que hi ha oxalat de sodi. A què es deu la presència d'aquest component?

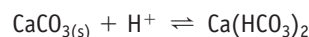
La funció d'aquest compost és mantenir la sang extreta sense que coaguli, per poder fer la transfusió en el moment adequat. L'oxalat de sodi és un compost capaç de captar els ions calci, i així s'evita que aquests ions facin coagular la sang.

30. Quins dels precipitats que apareixen a la llista es podrien dissoldre en medi àcid? Raona-ho.

- a) PbCl_2
b) CaF_2
c) Mg(OH)_2
d) AgCl
e) CaCO_3
f) CuBr

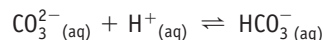
Els precipitats dels apartats c) i e).

- c) Els ions hidròxid, OH^- , quan es posen en contacte amb substàncies àcides, reaccionen per formar aigua. La conseqüència és que la seva concentració disminueix i l'equilibri es desplaça cap a la dissolució de precipitat i així es compensa la disminució d'un dels ions.
- e) L'ió carbonat en dissolució en presència d'àcids forma l'hidrogen carbonat de calci, que és una substància força soluble.



31. La sal de carbonat d'estronci serà més soluble en dissolució d'àcid nítric o en aigua destil·lada?

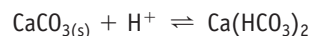
En àcid nítric. Els carbonats, en presència de substàncies àcides, se solubilitzen.



32. Explica com resoldríes de manera eficient els problemes que causen els processos de precipitació següents en algunes empreses.

- a) En unes clavegueres s'ha incrustat carbonat de calci.

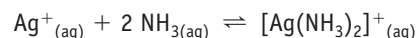
L'ió carbonat en dissolució en presència d'àcids forma l'hidrogen carbonat de calci, que és una substància força soluble.



- b) Una quantitat d'argent utilitzada com a catalitzador ha precipitat en forma de AgCl .

L'ió argent, quan reacciona amb l'ió clorur, forma una sal insoluble, el AgCl .

Si hi afegim amoníac, reacciona amb l'ió Ag^+ que hi ha en dissolució, i es forma l'ió complex soluble:



Aleshores, la concentració d'ions Ag^+ disminueix, ja que ara el trobem en forma de complex, amb la qual cosa, per mantenir el valor de la constant K_s , s'ha d'incrementar la concentració dels ions Ag^+ i Cl^- mitjançant la redissolució del precipitat AgCl . És a dir, a mesura que es forma ió argent, es va formant el complex, de manera que el precipitat es va dissolent mentre hi vagi amoníac a la dissolució.

- c) Ha precipitat ZnS i això dificulta que l'ió Zn pugui actuar en algunes reaccions per a les quals és imprescindible.

Si tenim ZnS (sal insoluble) i hi afegim una dissolució de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, es forma PbS i, per tant, disminueix la concentració de l'ió S^{2-} i l'equilibri es desplaçarà dissolent més ZnS. Això farà que quedi lliure Zn^{2+} .

33. L'hidròxid de magnesi s'utilitza en farmacologia per tractar problemes de restrenyiment. Precipitarà aquest compost en presència d'una dissolució 0,02 M de clorur de magnesi i 0,10 M d'acetat de sodi?

Dades: $K_{ps}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1,8 \cdot 10^{-11}$;
 $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Primer cal calcular la concentració d'hidròxid de magnesi:

	$\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$		
CI	0,1 M	—	—
CR	x	x	x
CF	0,1 - x M	x	x

$$\frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

$$x = 7,45 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

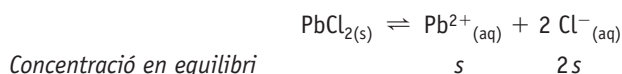
$$Q = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 0,02 \cdot (7,45 \cdot 10^{-6})^2 = 1,11 \cdot 10^{-12}$$

Es més petit que $K_{ps}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1,8 \cdot 10^{-11}$; per tant, no precipita.

Prepara la selectivitat

[Curs 09-10] La contaminació de l'aigua per plom s'origina per les seves sals solubles en aigua, que són generades per les indústries que utilitzen sals de plom. Si el producte de solubilitat del clorur de plom(II) és $1,6 \cdot 10^{-5}$, a 298 K:

- a) Determineu la solubilitat del clorur de plom(II) a 298 K, expressada en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



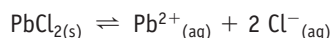
$$K_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

Si $K_s = 1,6 \cdot 10^{-5}$. Teniu que la $s = 7,37 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- b) Es barregen, a 298 K, 200 mL d'una solució $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ i 200 mL d'una solució de HCl de pH = 3. Suposant que els volums són additius, raoneu si precipitarà clorur de plom(II).

Per al clorur de plom(II), l'equilibri és:



$$K_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$$

$$Q = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$$

En el cas que Q sigui més gran que K_s , es forma precipitat.

Així, doncs, un mol de nitrat de plom(II) aporta un mol d'ions Pb^{2+} .

$$\frac{200 \text{ mL nitrat de plom(II)} \cdot 1,0 \cdot 10^{-3}}{1000 \text{ mL nitrat de plom(II)}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol Pb}^{2+}}{1 \text{ mol nitrat de plom(II)}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mols Pb}^{2+}$$

D'altra banda, la concentració d'ions clorur és la concentració de la dissolució d'àcid clorhídric, perquè està totalment dissociat:

$$\text{pH} = 3 \quad [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{Cl}^-] = 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{En 200 mL: } \frac{200 \text{ mL} \cdot 10^{-3}}{1000 \text{ mL}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mols Cl}^-$$

Si es consideren els volums additius, 200 ml + 200 ml (0,4 litres), teniu en els dos casos la mateixa concentració:

$$M = \frac{2 \cdot 10^{-4} \text{ mols}}{0,4 \text{ litres}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Substituint els valors a Q :

$$Q = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$$

$$Q = (5 \cdot 10^{-4}) \cdot (5 \cdot 10^{-4})^2 = 1,3 \cdot 10^{-10}$$

En la dissolució final, doncs, no hi hauria excés d'ions clorur i plom(II). Per tant, com que Q és inferior al producte de solubilitat, no precipitarà.

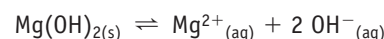
2. **[Curs 10-11] L'hidròxid de magnesi, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, és una substància que es fa servir en petites quantitats com a antiàcid i també com a laxant.**

Dades: Producte de solubilitat de l'hidròxid de magnesi a 25 °C: $K_{ps} = 1,2 \cdot 10^{-11}$.

Masses atòmiques relatives: Mg = 24,3; O = 16,0; H = 1,0.

- a) Calculeu-ne la solubilitat en aigua a 25 °C, i expresseu-la en $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

L'equilibri que té lloc és



Inicial

α

Equilibri

$\alpha - s$

s

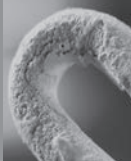
2s

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$

$$K_{ps} = (s) \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \left(\frac{K_{ps}}{4} \right)^{\frac{1}{3}} = \left(\frac{1,2 \cdot 10^{-11}}{4} \right)^{\frac{1}{3}} = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Massa molecular de l'hidròxid de magnesi = 58,3 g/mol



$$s = \frac{1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol Mg(OH)}_2}{\text{L}} \cdot \frac{58,3 \text{ g Mg(OH)}_2}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} \cdot \frac{1000 \text{ mg Mg(OH)}_2}{1 \text{ g Mg(OH)}_2}$$

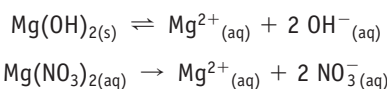
Solubilitat del $\text{Mg(OH)}_2 = 8,4 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$

- b) Sense canviar la temperatura, expliqueu raonadament com variarà la solubilitat de l'hidroxid de magnesi si, en comptes de dissoldre'l en aigua, el dissolem en una solució de nitrat de magnesi. I si el dissolem en una solució d'àcid clorhídric?

Formulació: $\text{Mg(NO}_3)_2$
HCl

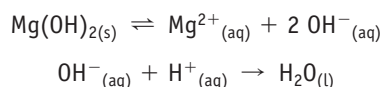
Si es dissol en una solució de nitrat de magnesi disminuirà la solubilitat per efecte de l'ió comú. L'ió Mg^{2+} que prové del $\text{Mg(NO}_3)_2$ desplaça l'equilibri de solubilitat del Mg(OH)_2 cap a l'esquerra, és a dir, cap a la formació de l'hidroxid de magnesi (sòlid).

(opcional)



Si es dissol en una solució de HCl augmentarà la solubilitat a causa de la reacció àcid-base entre els ions OH^{-} que provenen del Mg(OH)_2 i els ions H^{+} de l'àcid clorhídric (HCl), per donar aigua.

(opcional)



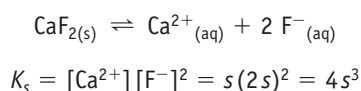
3. L'àrea metropolitana de Barcelona (figura 7.11) és de les metròpolis europees que consumeix menys aigua, fruit d'una conscienciació de molts anys per la manca d'aigua i també de la crisi econòmica. L'any 2011 el consum es va xifrar en 107,1 litres per habitant i dia. Si es volgués fer una fluoració d'aigua en la població per prevenir la càries dental, a part les qüestions purament econòmiques, caldria considerar el problema de la precipitació del fluorur de calci. Per tal d'analitzar químicament el problema contesteu les preguntes següents:

Dades: Masses atòmiques relatives: Ca = 40,08 g/mol

F = 19 g/mol; Na = 23 g/mol; $K_s(\text{CaF}_2) = 3,7 \cdot 10^{-11}$

- a) Quina és la solubilitat del fluorur de calci en mil·ligrams per litre? Si la quantitat de calci en l'àrea metropolitana de Barcelona és de 86,9 mg d'ió calci per litre, quina quantitat de fluorur de sodi per litre es podria afegir com a màxim per evitar la precipitació de fluorur de calci?

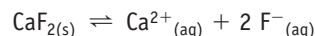
Per al fluorur de calci(II), l'equilibri és:



$$s = 2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \frac{78,08 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 16,40 \text{ mg/L}$$

Per al fluorur de calci(II), l'equilibri és:



$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^{-}]^2$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 86,9 \text{ mg/litre} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{40,08 \text{ g}} = 2,168 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$3,7 \cdot 10^{-11} = 2,168 \cdot 10^{-3} [\text{F}^{-}]^2$$

$$[\text{F}^{-}] = 1,306 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\frac{1,306 \cdot 10^{-4} \text{ mol NaF}}{\text{L}} \cdot \frac{42 \text{ g NaF}}{1 \text{ mol}} = 5,487 \cdot 10^{-3} \text{ g/L NaF}$$

- b) Quants mil·ligrams de fluorur de sodi es necessitarien per habitant i dia (d'acord amb les dades de l'any 2011) per tenir l'aigua al màxim de fluoració sense que precipiti? Si el preu del NaF és de 800 € per tona i considerem que l'àrea metropolitana de Barcelona té 5 milions d'habitants aproximadament, quant costaria fluorar l'aigua a màxim nivell durant 1 any?

$$5,487 \cdot 10^{-3} \text{ g/L NaF} \cdot 107,1 \text{ L/habitant i dia} \cdot 1000 \text{ mg/1 g} = 587,66 \text{ mg NaF/habitant i dia}$$

$$\frac{587,66 \text{ mg NaF/habitant i dia} \cdot 5 \cdot 10^6 \text{ habitants} \cdot 365 \text{ dies} \cdot 1 \text{ tona}}{10^9 \text{ mg} \cdot 800 \text{ €/tona}} = 857983,6 \text{ €}$$

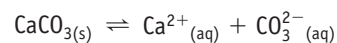
4. Les aigües dures són un problema en les llars ja que es formen compostos insolubles que provoquen avaries en conduccions i aparells electrodomèstics.

Dades: $K_{ps}(\text{CaCO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-9}$

Massa atòmica del Ca = 40,08 g/mol

- a) Si l'aigua analitzada conté 50 mg/L de Ca^{2+} , quina és la concentració de CO_3^{2-} necessària per precipitar CaCO_3 ?

Podem establir l'equilibri següent:



$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$

$$4,8 \cdot 10^{-9} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$

$$\frac{0,050 \text{ g Ca}^{2+}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}^{2+}}{40,08 \text{ g Ca}^{2+}} = 1,2475 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

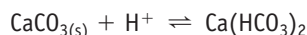
$$4,8 \cdot 10^{-9} = [1,2475 \cdot 10^{-3}][\text{CO}_3^{2-}]$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 3,85 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$



- b) Expliqueu alguna manera de dissoldre aquest precipitat de CaCO_3 i com es podria aplicar a les llars.

L'ió carbonat en dissolució en presència d'àcids forma l'hidrogen carbonat de calci, que és una substància força soluble.



A casa es pot fer aplicant vinagre o suc de llimona als llocs amb incrustació de CaCO_3 . El sulfumant és més eficaç, però cal anar amb cura, perquè és una dissolució d'àcid clorhídric.

5. En el segle XXI i en la societat occidental s'ha produït un gran augment en el consum d'aigües comercialitzades. Una de les anàlisis que es fan abans de comercialitzar una aigua nova és la determinació del contingut de SO_4^{2-} per reacció amb ions bari.

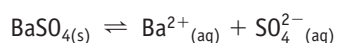
Dades: el Reial decret 1423/1982 (BOE 29-6-1982) diu que perquè una aigua de beguda envasada pugui ser comercialitzada com a mineromedicinal, la quantitat de SO_4^{2-} no pot superar els 250 mg/L.

$$K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1,13 \cdot 10^{-10}$$

Masses atòmiques: $S = 32 \text{ g/mol}$; $O = 16 \text{ g/mol}$

- a) Calculeu la solubilitat del sulfat de bari expressat en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Per al sulfat de bari, l'equilibri és:



$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = s \cdot s = s^2$$

$$1,1 \cdot 10^{-10} = s^2$$

$$s = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

- b) Es mesuren 100 g d'aigua i s'analitzen afegint-hi una dissolució $5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ de clorur de bari. Si en un cas concret, en el moment que comença a precipitar el compost, s'han consumit 8 mL de la dissolució de la sal de bari, compleix aquesta aigua el requisit legal exigint per als sulfats?

$$\frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ba}^{2+}}{1000 \text{ mL}} \cdot 8 \text{ mL Ba}^{2+} = 4 \cdot 10^{-6} \text{ mol Ba}^{2+}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{4 \cdot 10^{-6} \text{ mol}}{0,108 \text{ L}} = 3,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

$$1,1 \cdot 10^{-10} = [3,7 \cdot 10^{-5}][\text{SO}_4^{2-}]$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 2,97 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\frac{2,97 \cdot 10^{-6} \text{ mol SO}_4^{2-}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{96 \text{ g SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol SO}_4^{2-}} =$$

$$= 2,85 \cdot 10^{-4} \text{ g SO}_4^{2-} = 0,285 \text{ mg/L}$$

Aquest valor està molt per sota del límit legal.

Quimitest

1. Les fortes precipitacions en forma de calamarsa que es van produir l'estiu del 2005 a Pequín i que van ocasionar greus problemes es van associar a la pràctica de bombardejar els núvols amb AgI per desencadenar la pluja. Aquesta pràctica, que s'ha plantejat també a Espanya, és molt controvertida, perquè suposa la modificació del règim de pluges i té conseqüències sobre la flora i la fauna de la zona. Quina és la solubilitat del AgI?

$$\text{Dades: } K_s(\text{AgI}) = 8,3 \cdot 10^{-17}$$

$$a) 2,75 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$b) 9,11 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

$$c) 4,36 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$d) 1,45 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

La resposta correcta és la b).

2. El cromat d'argent s'utilitza en el mètode de Mohr per detectar el punt final de valoració de precipitació de sals de plata. Calculeu el producte de solubilitat (a una temperatura determinada) si la seva solubilitat és de $3,3 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$.

$$a) K_s = 9,9 \cdot 10^{-5}$$

$$b) K_s = 9,82 \cdot 10^{-13}$$

$$c) K_s = 9,9 \cdot 10^{-9}$$

$$d) K_s = 3,93 \cdot 10^{-12}$$

La resposta correcta és la d).

3. Tenint en compte els valors de la taula 7.1, quina de les substàncies següents té menys solubilitat en aigua?

a) Sulfat de bari

b) Clorur de plom

c) Sulfat de plom

d) Carbonat de calci

La resposta correcta és la a).

4. L'hidròxid de ferro(III) és molt visible a l'aigua. Les aigües que contenen ferro, en forma d'aquest compost o d'altres, s'anomenen *aigües ferruginoses*. Aquest component s'elimina de l'aigua per filtració. Quina és la concentració de l'ió Fe(III) a pH = 9?

$$\text{Dades: } K_s = 1,1 \cdot 10^{-38}$$

$$a) 6 \cdot 10^{-28} \text{ M}$$

$$b) 6 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

$$c) 1,1 \cdot 10^{-23} \text{ M}$$

$$d) 1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

La resposta correcta és la c).



5. Al registre de classificació de productes de l'Organització de les Nacions Unides hi figura el iodat de bari amb el codi 523.39, que significa:

— Secció 5: productes químics.
 — Capítol 52: productes químics inorgànics.
 — 523: sals metàl·liques.
 — 523.3: hipoclorits, clorits, clorats, iodits, iodats...
 — 523.39: altres clorats, iodats...

Si el producte de solubilitat del iodat de bari és $K_s = 1,57 \cdot 10^{-9}$, quants grams d'ió Ba^{2+} per cada 250 mL hi ha en una dissolució saturada de $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$?

- a) $7,32 \cdot 10^{-4}$ g
 b) $2,5 \cdot 10^{-2}$ g
 c) $5 \cdot 10^{-2}$ g
 d) $1,98 \cdot 10^{-5}$ g

La resposta correcta és la b).

6. El clorur, el bromur i el nitrat de plata s'utilitzen per fer pel·lícules fotosensibles i el líquid de revelatge en les fotografies químiques. A una dissolució de clorur 0,1 M i de bromur 0,01 M hi afegim gota a gota una dissolució de nitrat d'argent. Quin precipitat es produirà primer?

Dades: $K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$; $K_s(\text{AgBr}) = 5 \cdot 10^{-13}$

- a) Clorur de plata
 b) Nitrat de plata
 c) Bromur de plata
 d) Els dos a la vegada

La resposta correcta és la c).

7. A una solució amb un precipitat de clorur de plata s'hi afegeix KI. Què succeeix?

Dades: $K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$; $K_s(\text{AgI}) = 1,5 \cdot 10^{-16}$

- a) Es forma precipitat de iodur d'argent.
 b) Es forma més precipitat de clorur d'argent.
 c) No passa res.
 d) Desapareixen els precipitats.

La resposta correcta és la a).

8. Cal eliminar un precipitat de carbonat de bari d'una peça d'un aparell industrial. De quina manera es podria fer?

- a) Afegint-hi carbonat de sodi.
 b) Afegint-hi amoníac.
 c) Afegint-hi clorur de bari.
 d) Afegint-hi àcid clorhídric.

La resposta correcta és la c).