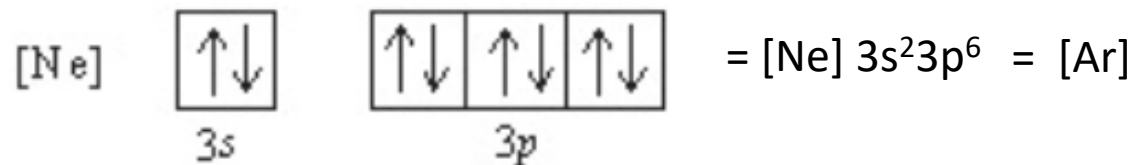


Corso di Chimica Generale ed Inorganica

Esercitazione riepilogativa

Esercizio 1. Quale dei seguenti ioni NON ha la configurazione elettronica allo stato fondamentale = [Ar] ?

- a) Ione Calcio
- b) Ione Potassio
- c) Ione Cloruro
- d) Ione Zolfo
- ☒ e) Ione Ossido



Ragionamento:

- a) Calcio, Gruppo 2 \Rightarrow Ione $\text{Ca}^{2+} \Rightarrow$ Config. Elettronica: [Ar]
- b) Potassio, Gruppo 1 \Rightarrow Ione $\text{K}^+ \Rightarrow$ Config. Elettronica: [Ar]
- c) Cloro, Gruppo 17 \Rightarrow Ione Cl^- : Config. Elettronica: [Ar]
- d) Zolfo, Gruppo 16 \Rightarrow ione solfuro = S^{2-} : Config. Elettronica: [Ar]
- ☒ e) Ossigeno, Gruppo 16 \Rightarrow ione ossido = O^{2-} : Config. Elettronica: [Ne]

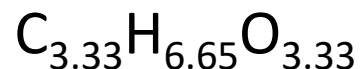
Esercizio 2. Determinare la formula molecolare di un composto organico di massa molare 150 g/mol, la cui composizione percentuale in massa è 40.0% C; 6.7% H; 53.3% O.

- 100 g di soluto contengono 40.0 g di C, 6.7 g di H e 53.3 g di O.

$$\text{mol,C} = (40.0 / 12.011) = 3.33 \text{ mol di C}$$

$$\text{mol,H} = (6.7 / 1.008) = 6.65 \text{ mol di H}$$

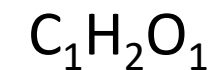
$$\text{mol,O} = (53.3 / 15.999) = 3.33 \text{ mol di O}$$



Divido tutti i termini per il
numero più piccolo (3.33)



Formula minima:

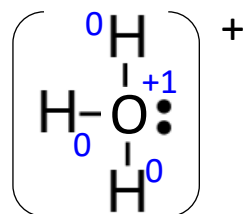


MM, formula minima = 30 g/mol, che è pari a 1/5 della MM del soluto (150 g/mol) =>

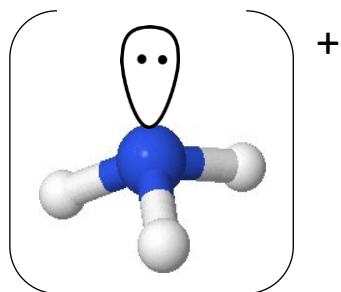
=> Formula molecolare: $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$

Esercizio 3. Si consideri il catione idronio, H_3O^+ . Determinare l'ibridazione dell'atomo di ossigeno e la geometria molecolare dello ione secondo la teoria VSEPR.

Struttura di Lewis del catione idronio, H_3O^+



Cariche formali



VSEPR:

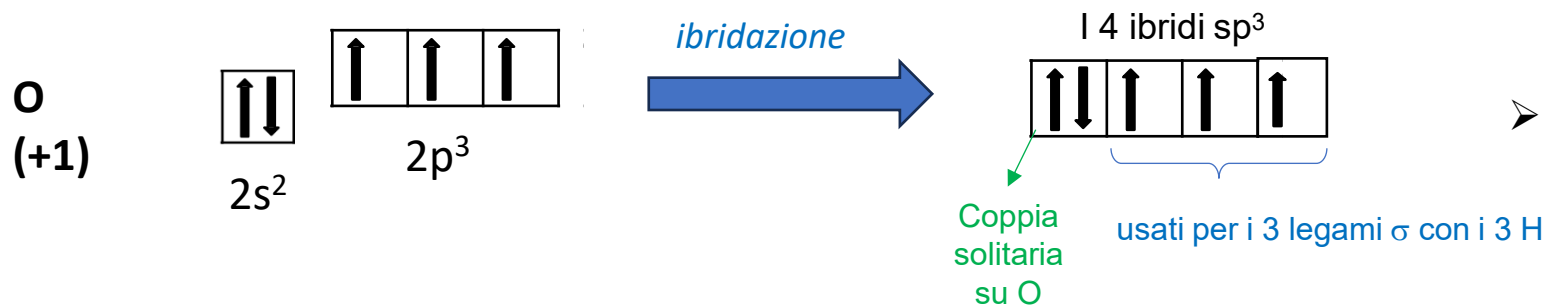
Attorno all'atomo centrale ho 4 coppie di elettroni
(3 di legame e 1 solitaria) =>

➤ Geometria elettronica: tetraedrica

➤ Geometria molecolare: trigonale piramidale

FC, O = +1 => 5e⁻ di valenza

Configurazione di valenza = $2s^2 2p^3$



➤ Ibridazione dell'atomo di O: **sp^3**

Esercizio 4. Calcola la concentrazione espressa in % m/m di una soluzione ottenuta sciogliendo 0.2 moli di solfato di potassio in 180 mL di acqua (densità acqua 1 g/mL).

solfato di potassio = K_2SO_4

MM = 174 g/mol



$$\%m/m \text{ di } \text{K}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{massa soluto}}{\text{massa soluzione}} \times 100$$

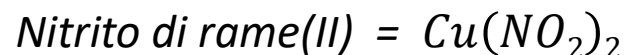
$$\text{Massa (g) di } \text{K}_2\text{SO}_4 = 0.2 \text{ mol} \cdot 174 \text{ g/mol} = 34.8 \text{ g}$$

$$\text{Massa H}_2\text{O (g)} = \text{Volume H}_2\text{O (mL)} \cdot \text{densità H}_2\text{O (g/mL)} = 180 \text{ g}$$

$$\text{Massa soluzione} = \text{Massa (H}_2\text{O)} + \text{massa (soluto)} = 180 + 34.8 = 214.8 \text{ g}$$

$$\%m/m \text{ di } \text{K}_2\text{SO}_4 = \frac{34.8}{214.8} \times 100 = 16.2\%$$

Esercizio 5. Si ha a disposizione una soluzione A, preparata sciogliendo 2 g di nitrito di rame (II) in acqua, fino ad ottenere un volume di soluzione pari a 300 mL. Si vuole poi utilizzare una parte della soluzione A per preparare 850 mL di una soluzione B con concentrazione finale pari a 0.01M. Calcolare quanti mL della soluzione A si devono prelevare per preparare il volume indicato di soluzione B.



$$n \text{ moli} = \frac{g}{MM} = \frac{2}{155.56} = 0.0129 \text{ moli Cu}(\text{NO}_2)_2$$

$$M, \text{ soluz. A} = \frac{n \text{ moli Cu}(\text{NO}_2)_2}{V(L)} = \frac{0.0129 \text{ mol}}{0.3 L} = 0.043 M$$

$$\text{Diluizione} \Rightarrow M_A \cdot V_A = M_B \cdot V_B$$

$$\Rightarrow V_A = \frac{(M_B \cdot V_B)}{M_A} = \frac{0.01 \cdot 0.85}{0.043} = 0.198 L \rightarrow \mathbf{198 \text{ mL}}$$

Esercizio 6. Una soluzione acquosa di glicole etilenico ($MM = 62 \text{ g/mol}$) contiene 21.2 g di glicole in un volume di soluzione pari a 85.4 mL. Calcolare il punto di congelamento della soluzione, sapendo che la sua densità è 1.15 g/mL e k_{cr} dell'acqua è $1.86 \text{ }^\circ\text{C m}^{-1}$.

$$\Delta T_{cr} = -k_{cr} \cdot m \quad (i = 1 \text{ perché il glicole è un non elettrolita}) \Rightarrow \text{devo trovare la molalità (= mol soluto / kg solvente)!}$$

$$\text{mol, glicole} = \text{g, glicole} / \text{MM, glicole} = 21.2 \text{ (g)} / 62 \text{ (g/mol)} = 0.34 \text{ mol glicole}$$

$$\text{Massa (g), soluzione} = d_{\text{soluzione}} \cdot V_{\text{soluzione}} = 1.15 \text{ (g/mL)} \cdot 85.4 \text{ (mL)} = 98.2 \text{ g soluzione}$$

$$\text{Massa solvente} = \text{Massa soluzione} - \text{Massa soluto} = 98.2 - 21.2 = 77 \text{ g acqua} = 0.077 \text{ kg solvente}$$

$$m = \text{mol soluto} / \text{kg solvente} = 0.34 \text{ (mol)} / 0.077 \text{ kg} = 4.42 \text{ m}$$

$$\Delta T_{cr} = -k_{cr} \cdot m \quad \Rightarrow \quad \Delta T_{cr} = -(1.86 \cdot 4.42) = \textcolor{red}{-8.22^\circ\text{C}} \Rightarrow T_{cr}(\text{soluzione}) - T_{cr}(\text{acqua}) = T_{cr}(\text{soluzione}) - 0^\circ\text{C}$$

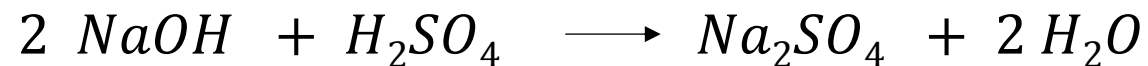
Ricordiamo che il soluto provoca un abbassamento crioscopico =>

la temperatura di congelamento della soluzione deve essere minore di quella del solvente (acqua)

$$\Rightarrow \Delta T_{cr} = -8.22^\circ\text{C} = T_{cr}(\text{soluzione}) - T_{cr}(\text{acqua}) = T_{cr}(\text{soluzione}) - 0^\circ\text{C} \quad \Rightarrow T_{cr}(\text{soluzione}) = \textcolor{red}{-8.22^\circ\text{C}}$$

Esercizio 7. 1.8 g di NaOH sono sciolti in acqua. Calcolare il volume (in mL) di una soluzione 0.1 M di H₂SO₄ da aggiungere alla soluzione di NaOH per far reagire completamente (neutralizzazione completa) gli OH⁻ formati dalla dissociazione della base.

Nelle reazioni di neutralizzazione con una base forte entrambi i protoni di H₂SO₄ reagiscono:



$$\text{mol NaOH} = g/MM = 1.8 (g) / 40 (g/mol) = 0.045 \text{ mol NaOH} = 0.045 \text{ mol di OH}^-$$

Per la stechiometria della reazione, per reagire completamente con queste moli di OH⁻ servono la metà di mol di H₂SO₄ !

$$\text{mol H}_2\text{SO}_4 \text{ necessarie} = (\text{mol OH}^-)/2 = 0.0225 \text{ mol}$$

Le mol di H₂SO₄ vengono introdotte sotto forma di una soluzione 0.1 M =>

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ necessario}} = \text{mol H}_2\text{SO}_4 / M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0.0225 / 0.1 = 0.225 \text{ L} = \mathbf{225 \text{ mL}}$$

Esercizio 8. 10 g di PCl_5 vengono introdotti in un recipiente da 1 L a 573 K. Si instaura il seguente equilibrio:



Sapendo che all'equilibrio sono presenti 4.55 g di PCl_3 , calcolare la K_c e la K_p .

$$\text{mol PCl}_5, \text{iniz} = \text{g PCl}_5, \text{iniz} / \text{MM, PCl}_5 = 10 (\text{g}) / 208.5 (\text{g/mol}) = 0.048 \text{ mol PCl}_5 \text{iniz}$$

$$\rightarrow [\text{PCl}_5] \text{iniz} = 0.048 \text{ M}$$

$$\text{mol PCl}_3, \text{eq} = \text{g PCl}_3, \text{eq} / \text{MM, PCl}_3 = 4.55 (\text{g}) / 137.5 (\text{g/mol}) = 0.033 \text{ mol PCl}_3 \text{eq}$$

$$\rightarrow [\text{PCl}_3] \text{eq} = 0.033 \text{ M}$$

$$\Rightarrow x = 0.033$$

	$[\text{PCl}_5]$	$[\text{PCl}_3]$	$[\text{Cl}_2]$
Inizio	0.048	0	0
Camb.	- x	+ x	+ x
Equilibrio	0.048 - x	x	x

continua...

Sostituendo $x = 0.033$:

	$[\text{PCl}_5]$	$[\text{PCl}_3]$	$[\text{Cl}_2]$
Inizio	0.048	0	0
Camb.	- 0.033	+ 0.033	+ 0.033
Eq.	0.015	0.033	0.033

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} =$$
$$= \frac{0.033 \cdot 0.033}{0.015} = 0.0726$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad \text{dove } \Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$\Rightarrow K_p = 0.0726 \cdot (0.0821 \cdot 573)^1 = 3.42$$

Esercizio 9. Una soluzione acquosa 0.2 M di HNO_2 ha un $\text{pH} = 2.02$. Calcolare la K_a dell'acido.

	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	\rightleftharpoons	H_3O^+	+	NO_2^-
<i>Inizio</i>	0.2		/		/
<i>Camb.</i>	- x		+ x		+ x
<i>Equilibrio</i>	0.2 - x		x		x

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{C_A - x} \approx \frac{x^2}{0.2} \quad \Rightarrow \quad \text{Questa volta l'incognita è } K_a, x \text{ è nota!}$$

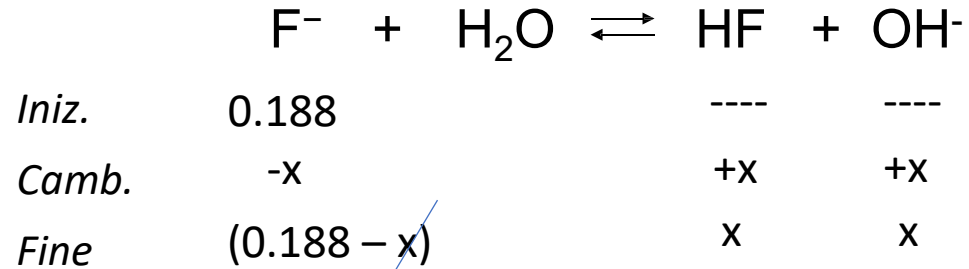
$$\Rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2.02} = 9.55 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\Rightarrow K_a = \frac{(9.55 \cdot 10^{-3})^2}{0.2} = 4.6 \cdot 10^{-4}$$

Esercizio 10. Calcolare il pH di una soluzione 0.188 M di NaF, sapendo che la K_a di HF è pari a $7.2 \cdot 10^{-4}$.

NaF si dissocia completamente in Na^+ e $\text{F}^- \Rightarrow [\text{F}^-] = 0.188 \text{ M}$

▪ **Idrolisi** dello ione F^- :



Trascurabile,
perché $0.188 > 100 \cdot K_b$

$$K_{b, \text{F}^-} = K_w / K_{a, \text{HF}} =$$
$$= 10^{-14} / 7.2 \cdot 10^{-4} = 1.39 \cdot 10^{-11}$$

$$K_b = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]} = \frac{x^2}{0.188} = 1.39 \cdot 10^{-11}$$

$$\Rightarrow x = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot C_b} = 1.6 \cdot 10^{-6} \text{ M} \quad \Rightarrow \text{pOH} = 5.79 \quad \Rightarrow \text{pH} = \mathbf{8.21}$$

Esercizio 11. Si miscelano 150 mL di una soluzione 0.25 M di acido formico (un acido debole di formula HCOOH) con 75 mL di una soluzione 0.2 M di NaOH . Calcolare il pH della soluzione risultante sapendo che la pK_a dell'acido formico è 3.74.

$$\text{mol, HCOOH} = 0.25 \text{ (mol/L)} \cdot 0.150 \text{ (L)} = 0.0375 \text{ mol}$$

$$\text{mol, NaOH} = 0.20 \text{ (mol/L)} \cdot 0.075 \text{ (L)} = 0.015 \text{ mol}$$

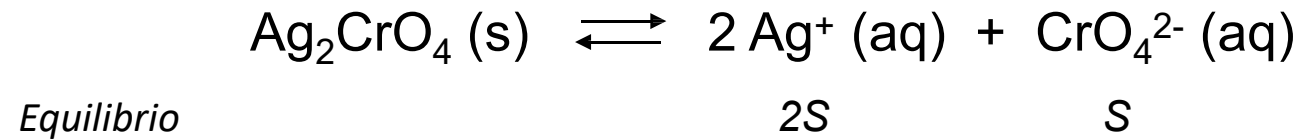
	HCOOH	+ NaOH	—————→	HCOONa + H ₂ O	
<i>Inizio</i>	0.0375	0.015		----	← NaOH è il limitante!
<i>Camb.</i>	-0.015	- 0.015		0.015	
<i>Fine</i>	0.0225	-----		0.015	

Dopo il mescolamento e la reazione, rimangono in soluzione 0.0225 moli di **HCOOH** e 0.015 moli di **HCOONa** (ossia $\text{HCOO}^- + \text{Na}^+$)

- HCOOH e HCOO^- sono una **coppia coniugata acido/base**, e le concentrazioni sono simili tra loro => **SOLUZIONE TAMPONE**

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{n_B}{n_A} \right) = 3.74 + \log \left(\frac{0.015}{0.0225} \right) = 3.52$$

Esercizio 12. Calcolare la concentrazione molare di ioni Ag^+ in una soluzione satura del sale poco solubile Ag_2CrO_4 , sapendo che la sua K_{PS} vale $1.1 \cdot 10^{-12}$.



$$K_{PS} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = (2S)^2 \cdot S = 4S^3 = 1.1 \cdot 10^{-12}$$

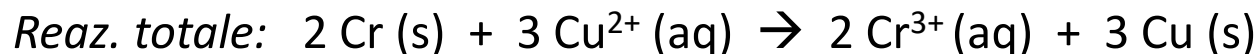
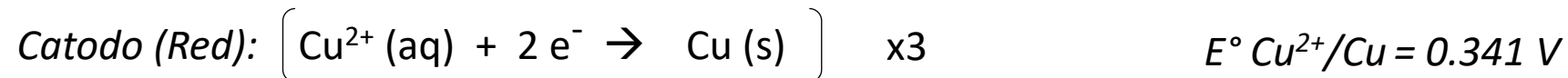
$$\Rightarrow S = \sqrt[3]{K_{PS} / 4} = 6.5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\Rightarrow [\text{Ag}^+] = 2 \cdot S = 1.3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Esercizio 13. Data la seguente cella galvanica: $\text{Cr (s)} | \text{Cr}^{3+} (0.005 \text{ M}) || \text{Cu}^{2+} (0.05 \text{ M}) | \text{Cu (s)}$

Scrivere la reazione spontanea che avviene quando si genera corrente elettrica e calcolare il potenziale di cella ΔE .

Sono noti $E^\circ \text{Cr}^{3+}/\text{Cr} = -0.74 \text{ V}$ e $E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0.341 \text{ V}$



$$\Rightarrow \Delta E^\circ = E^\circ \text{catodo} - E^\circ \text{andodo} = +0.34 - (-0.74) = 1.081 \text{ V}$$

$$Q = \frac{[\text{Cr}^{3+}]^2}{[\text{Cu}^{2+}]^3} = \frac{(0.005)^2}{(0.05)^3} = 0.2$$

$$\Rightarrow \Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0.059}{n} \log Q \quad \Rightarrow \quad \Delta E = 1.081 - \frac{0.059}{6} \log (0.2) \quad \Rightarrow \quad \Delta E = \mathbf{1.088 \text{ V}}$$