

Esercizio 1. Un elemento incognito X reagisce con ossigeno per formare un composto la cui formula minima è X_3O_5 . Se 0.359 g di X reagiscono per dare 0.559 g di composto, determinare quante moli di ossigeno gassoso reagiscono e di quale elemento si tratta.

massa di ossigeno = massa del composto - massa di X = 0,559 g - 0,359 g = 0,200 g

moli di ossigeno atomico = 0,200 g / 16,00 g/mol = 0,0125 mol

moli di ossigeno gassoso (biatomico) = 0,200 g / 32,00 g/mol = $6,25 \times 10^{-3}$ mol

La formula minima indica un rapporto molare $n_X/n_O = 3/5$.

Le moli di X sono quindi:

$n_X = n_O \times (3 / 5) = 0,0125 \text{ mol} \times (3 / 5) = 0,0075 \text{ mol}$

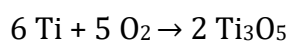
massa molare dell'elemento X:

$MW X = \text{massa di X} / n_X = 0,359 \text{ g} / 0,0075 \text{ mol} = 47,87 \text{ g/mol}$

Identifichiamo ora l'elemento X cercando sulla tavola periodica l'elemento la cui massa molecolare più si avvicina a 47,87 g/mol.

L'elemento con massa molare circa 47,87 g/mol è il Titanio.

La reazione tra il titanio e l'ossigeno può quindi essere rappresentata come:



Esercizio 2. Una semicella $\text{Zn}_{(s)}/\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$, accoppiata ad un elettrodo standard ad idrogeno, forma una pila avente una differenza di potenziale di 0.80V. L'elettrodo a zinco ha segno elettrico negativo.

Indicare se l'elettrodo è il catodo o l'anodo della pila.

Calcolare inoltre la concentrazione dello ione Zn^{2+} .

$$[E^0 \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0.76 \text{ V}]$$

In una pila l'elettrodo avente segno negativo è l'anodo.

La differenza di potenziale della pila $DE = E_{\text{cat}} - E_{\text{an}} = 0.80 \text{ V}$

Se l'anodo è costituito dall'elettrodo Zn^{2+}/Zn il catodo sarà l'elettrodo standard ad idrogeno che ha potenziale di 0,00 V, quindi:

$$DE = E_{\text{cat}} - E_{\text{an}} = 0.80 \text{ V} = E^0_{\text{H}^+/\text{H}_2} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = 0.00 - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0.80 \text{ V}$$

Dall'equazione di Nernst:

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} + \frac{0.059}{2} \log_{10}[\text{Zn}^{2+}] = -0.76 + \frac{0.059}{2} \log_{10}[\text{Zn}^{2+}] = -0.80 \text{ V}$$

$$\log_{10}[\text{Zn}^{2+}] = \frac{2}{0.059} (-0.80 + 0.76)$$

$$[\text{Zn}^{2+}] = 10^{\frac{2}{0.059}(-0.04)} = 0.044 \text{ M}$$

Esercizio 3. Il pH di una soluzione acquosa 0.25 M di un acido debole HA è 4,58. Calcolare la concentrazione degli ioni OH⁻ nella soluzione e la K_a di HA.

Il pH è dato da:

$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+]$ quindi la concentrazione degli ioni H⁺ è:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4.58} = 2,63 \times 10^{-5} \text{ M}$$

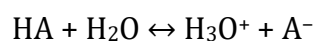
La concentrazione degli ioni OH⁻ si ottiene utilizzando il prodotto ionico dell'acqua K_w:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-14} / 2,63 \times 10^{-5} = 3,80 \times 10^{-10} \text{ M}$$

Determiniamo la costante di dissociazione acida K_a dell'acido HA:

L'acido debole HA dissocia secondo la reazione:



La costante di dissociazione acida K_a è data da:

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

All'equilibrio la concentrazione di A⁻ è uguale a quella di H⁺ mentre la concentrazione iniziale di HA è invece pari alla concentrazione iniziale (0,25 M) meno la quantità che si è dissociata (che è pari a H⁺)

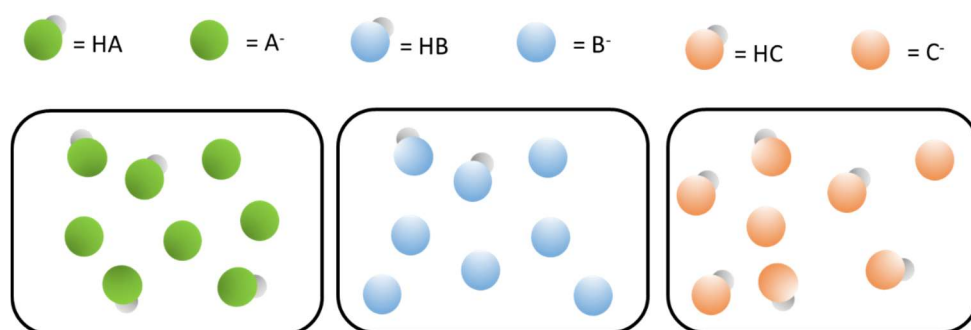
[H⁺] è però molto piccola rispetto a 0.25 per cui si può trascurare, quindi:

$$K_a = \frac{(2,63 \cdot 10^{-5})^2}{0,25} = 2,77 \cdot 10^{-9}$$

Esercizio 4. Ordinare i tre acidi in ordine crescente di K_a .

Le molecole d'acqua non sono rappresentate

Nei riquadri sono rappresentati un numero totale di specie costante (8)



HA presenta 4 specie HA e 4 A^- e dobbiamo anche considerare che ci saranno tanti H^+ quanti A^- (quindi 4). La K_a sarà quindi proporzionale a:

$$K_a(HA) = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \propto \frac{4 \cdot 4}{4} = 4$$

Gli stessi ragionamenti ci portano a calcolare:

$$K_a(HB) = \frac{[H^+][B^-]}{[HB]} \propto \frac{6 \cdot 6}{2} = 18$$

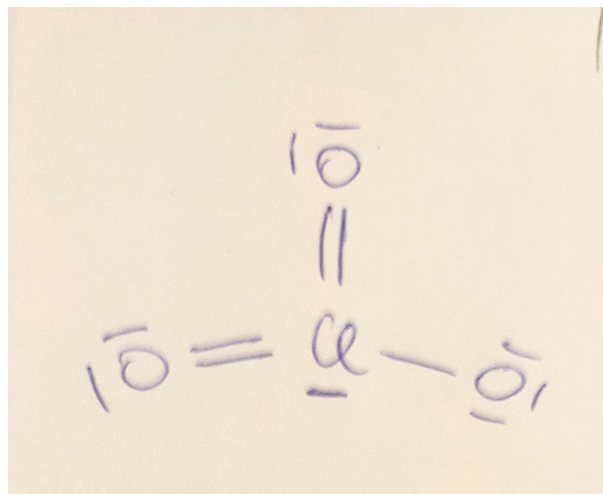
$$K_a(HC) = \frac{[H^+][C^-]}{[HC]} \propto \frac{2 \cdot 2}{6} = 0.667$$

La risposta corretta quindi è:

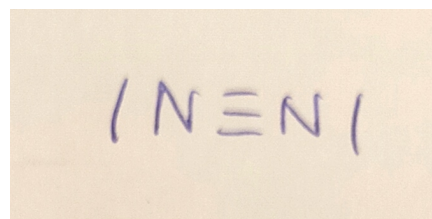
$$K_a(HC) < K_a(HA) < K_a(HB)$$

Esercizio 5. Scrivere le formule molecolari e le formule di Lewis dei seguenti composti:

- ione clorato ClO_3^-



- azoto gassoso N_2



- anidride nitrosa N_2O_3

La prima struttura soddisfa le regole ma la disposizione degli atomi non è quella osservata (verrà comunque considerata giusta)

La seconda è la struttura che rispecchia le connettività tra gli atomi che si osservano nella anidride nitrosa (presenza di legame N-N)

