

## Βασικές γνώσεις Χημείας Λυκείου (Α, Β, Γ)

### Διαλύματα

#### Εκφράσεις περιεκτικότητας

- α. λ% w/v: Σε 100 ml Διαλύματος περιέχονται λ g διαλυμένης ουσίας.
- β. λ% w/w: Σε 100 g Διαλύματος περιέχονται λ g διαλυμένης ουσίας.
- γ. λ% v/v: Σε 100 ml Διαλύματος περιέχονται λ ml διαλυμένης ουσίας.

#### Συγκέντρωση (C) ή Molarity Διαλύματος

είναι τα mol της διαλυμένης ουσίας σε 1 L Διαλύματος.

$$C = \frac{n}{V}, \quad n: \text{mol διαλυμένης}, \quad V: \text{όγκος Διαλύματος σε L.}$$

#### Αραίωση ή συμπύκνωση Διαλύματος

προσθέτω νερό ή εξατμίζω νερό αν το διάλυμα είναι υδατικό.

- α. Ο όγκος του Διαλύματος αυξάνεται ή μειώνεται αντίστοιχα.
- β. Η περιεκτικότητα ή η συγκέντρωση του Διαλύματος μειώνεται ή αυξάνεται αντίστοιχα.
- γ. Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή.

#### Τύπος της αραίωσης ή συμπύκνωσης

$$C_1 V_1 = C_2 V_2.$$

$C_1, V_1$  : συγκέντρωση και όγκος πριν την αραίωση ή τη συμπύκνωση.

$C_2, V_2$  : συγκέντρωση και όγκος μετά την αραίωση ή τη συμπύκνωση.

#### Ανάμιξη διαλυμάτων της ίδιας διαλυμένης ουσίας

- α. Ο όγκος του τελικού Διαλύματος είναι ίσος με το άθροισμα των όγκων των Διαλυμάτων που αναμειγνύονται:  $V_{T\Delta} = V_1 + V_2 + \dots$
- β. Η μάζα του τελικού Διαλύματος είναι ίση με το άθροισμα των μαζών Διαλυμάτων που αναμειγνύονται:  $m_{T\Delta} = m_1 + m_2 + \dots$
- γ. Η μάζα της διαλυμένης ουσίας στο τελικό διάλυμα είναι ίση με το άθροισμα των μαζών των διαλυμένων ουσιών των διαλυμάτων που αναμειγνύονται:  $m_{\delta,T\Delta} = m_{\delta 1} + m_{\delta 2} + \dots$
- δ. Τα mol της διαλυμένης ουσίας στο τελικό διάλυμα είναι ίσα με το άθροισμα των mol των διαλυμένων ουσιών, στα διαλύματα που αναμειγνύονται.

τύπος της ανάμιξης:  $C_T V_T = C_1 V_1 + C_2 V_2 + \dots$

(Από τη σχέση  $C = \frac{n}{V}$  προκύπτει ότι  $n = CV$ )

### Στοιχειομετρικοί υπολογισμοί

- Ο αριθμός των mol μιας ουσίας υπολογίζεται από τη μάζα ή τον όγκο ή τον αριθμό των μορίων της ουσίας και με γνωστό το Mr της ουσίας ή τον γραμμομοριακό όγκο ( $V_{mol}$ ) που σε συνθήκες STP είναι 22,4 L ή τον αριθμό Avogadro  $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$ . Οι τύποι που χρησιμοποιούνται είναι:

$$n = \frac{m}{Mr} \text{ άρα } m = n \cdot Mr \text{ όπου } n: \text{αρ. mol.}$$

$$n = \frac{V_L}{22,4} \text{ άρα } V_L = n \cdot 22,4.$$

$$n = \frac{\mu}{N_A} \text{ άρα } \mu = n \cdot N_A \text{ όπου } \mu: \text{αρ. μορίων.}$$

- Από τις πλέον χρήσιμες εξισώσεις όταν μιλάμε για αέρια είναι η καταστατική εξίσωση των ιδανικών αερίων

$$PV = nRT \quad (1)$$

όπου

P: πίεση του αερίου σε atm

V: όγκος του αερίου σε L

n: αρ. mol του αερίου

R: παγκόσμια σταθερά των αερίων (0,082)

T: θερμοκρασία του αερίου σε Kelvin

Από την (1) προκύπτουν τα παρακάτω:

$$PV = \frac{m}{Mr} RT \Rightarrow Mr = \frac{mRT}{PV} \quad (2)$$

επειδή η πυκνότητα ( $\rho$ ) του αερίου είναι  $\rho = \frac{m}{V}$  από τη (2) έχουμε  $Mr = \rho \frac{RT}{P}$ .

- Η ολική πίεση μίγματος αερίων που δεν αντιδρούν μεταξύ τους δίνεται από τη σχέση  $P_{O\Lambda} = P_1 + P_2 + \dots$  και  $P_{O\Lambda} V = n_{O\Lambda} RT$ .
- Η μερική πίεση αερίου σε αέριο μίγμα δίνεται από τη σχέση  $P_1 = X_1 P_{O\Lambda}$  όπου

$$X_1 = \frac{n_1}{n_{O\Lambda}}.$$

- Το  $X_1$  ονομάζεται γραμμομοριακό κλάσμα του αερίου και συμπίπτει με την %v/v περιεκτικότητα του αερίου στο αέριο μίγμα.

π.χ. ο αέρας έχει 20%v/v  $O_2$  άρα στον αέρα  $X_{O_2} = 0,2$ .

- Όταν κάνουμε στοιχειομετρικούς υπολογισμούς στις αντιδράσεις υπολογίζουμε πάντα με βάση τις καθαρές ποσότητες και όχι με τις ξένες προσμίξεις.
- Οι συντελεστές μιας αντίδρασης παριστάνουν την αναλογία mol αντιδρώντων - προϊόντων και αν τα συστατικά είναι αέρια, παριστάνουν και την αναλογία των όγκων.
- Όταν σε μια αντίδραση δίνονται οι ποσότητες και των δύο αντιδρώντων πρέπει να βρούμε πιο από τα δύο αντιδρώντα βρίσκεται σε περίσσεια και μετά να κάνουμε στοιχειομετρικούς υπολογισμούς με βάση αυτό που δεν βρίσκεται σε περίσσεια.
- Απόδοση μιας αντίδρασης ( $\alpha$ ) ονομάζουμε το πηλίκο των mol που παράγονται πρακτικά προς τα mol που έπρεπε να παραχθούν θεωρητικά  $\alpha = \frac{n_{\pi}}{n_{\theta}}$  και  $0 < \alpha < 1$ .

### Αμφίδρομες αντιδράσεις

- Κάθε αμφίδρομη αντίδραση της γενικής μορφής  

$$\alpha A + \beta B \rightleftharpoons \gamma \Gamma + \delta \Delta$$
καταλήγει σε χημική ισορροπία  

$$K_C = \frac{[\Gamma]^\gamma [\Delta]^\delta}{[A]^\alpha [B]^\beta}, K_P = \frac{P_\Gamma^\gamma P_\Delta^\delta}{P_A^\alpha P_B^\beta}, K_C = K_P (RT)^{\Delta n}$$
 όπου  $\Delta n = \gamma + \delta - (\alpha + \beta)$ .
- Αν η αντίδραση είναι ενδόθερμη, αύξηση της θερμοκρασίας συνεπάγεται αύξηση της  $K_C$  ή  $K_P$  και της απόδοσης.
- Οι παράγοντες που επηρεάζουν τη χημική ισορροπία είναι
  - α. συγκέντρωση (εκτός αν έχουμε στερεό σώμα)
  - β. η πίεση όταν έχουμε αέρια και συμβαίνει μεταβολή όγκου από το Α' στο Β' μέλος της αντίδρασης
  - γ. η θερμοκρασία.
- Η αρχή Le Chatelier καθορίζει το πως ο κάθε παράγοντας επηρεάζει τη θέση της χημικής ισορροπίας.
- Τα στερεά σώματα δεν περιλαμβάνονται στην έκφραση της  $K_C$  ή της  $K_P$ .

### Οξειδοαναγωγή

- Κυριότερα οξειδωτικά σώματα που χρησιμοποιούμε είναι το  $KMnO_4$  σε όξινο περιβάλλον και το  $K_2Cr_2O_7$  επίσης σε όξινο περιβάλλον.
- Η οξειδωτική δράση του  $KMnO_4$  συνοδεύεται και με αποχρωματισμό του διαλύματος του  $KMnO_4$ .
- Από την οργανική χημεία σώματα που οξειδώνονται και άρα είναι αναγωγικά είναι:
  - α. αλκοόλες: πρωτοταγείς  $RCH_2OH$ , δευτεροταγείς  $R_2CHOH$

β. αλδεΐδες: RCHO

Οι αλδεΐδες οξειδώνονται ακόμη και από ήπια οξειδωτικά σώματα όπως είναι το αντιδραστήριο Fehling και το αντιδραστήριο Tollens.

γ. HCOOH και HCOONa.

δ. (COOH)<sub>2</sub> και (COONa)<sub>2</sub>.

- αντιδραστήριο Fehling: CuSO<sub>4</sub>, NaOH.
- αντιδραστήριο Tollens: AgNO<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub>.

### Διακρίσεις ή Ταυτοποιήσεις

α. ακόρεστος υδρογονάνθρακας (C<sub>v</sub>H<sub>2v</sub> ή C<sub>v</sub>H<sub>2v-2</sub>) από κορεσμένο υδρογονάνθρακα (C<sub>v</sub>H<sub>2v+2</sub>)

χρησιμοποιούμε διάλυμα Br<sub>2</sub>/CCl<sub>4</sub>.

β. αλκοόλες (ROH) από (ROR)

χρησιμοποιούμε μεταλλικό νάτριο.

γ. αλδεΐδες (RCHO) από (RCOR)

χρησιμοποιούμε το αντιδραστήριο Fehling ή το αντιδραστήριο Tollens.

δ. Πρωτοταγείς (RCH<sub>2</sub>OH) και δευτεροταγείς (R<sub>2</sub>CHOH) αλκοόλες από τριτοταγείς αλκοόλες (R<sub>3</sub>COH)

χρησιμοποιούμε όξινο με H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> διάλυμα KMnO<sub>4</sub>.

ε. οξέα (RCOOH) από εστέρες (RCOOR')

χρησιμοποιούμε υδατικό διάλυμα NaHCO<sub>3</sub>.

στ. αλκοόλες του τύπου C<sub>v</sub>H<sub>2v+1</sub> - CHCH<sub>3</sub> και καρβονυλικές του τύπου



C<sub>v</sub>H<sub>2v+1</sub> - CCH<sub>3</sub> με v ≥ 0 από αλκοόλες και καρβονυλικές που δεν έχουν αυτόν τον



τύπο

χρησιμοποιούμε διάλυμα I<sub>2</sub>, NaOH ή I<sub>2</sub>, KOH.

ζ. αλκίνια με τριπλό δεσμό στην άκρη (R - C ≡ CH) από άλλα αλκίνια

χρησιμοποιούμε διάλυμα CuCl, NH<sub>3</sub>.

η. Μεθανικό οξύ (HCOOH) από άλλα μονοκαρβοξυλικά

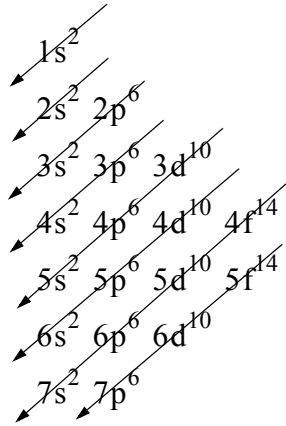
χρησιμοποιούμε όξινο με H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> διάλυμα KMnO<sub>4</sub>.

## Κβαντική Χημεία

- Κβαντικοί αριθμοί

$n$  (τιμές 1, 2, 3, ...),  $l$  (τιμές 0, 1, 2, ...,  $n-1$ ),  $m_l$  (τιμές από  $-l$  ... 0 ...  $+l$ ),  $m_s$  (τιμές  $\pm\frac{1}{2}$ ).

- Αρχή της ελάχιστης ενέργειας



- Μεταβολή της ατομικής ακτίνας και της  $E_{i1}$  με τη θέση του στοιχείου στο περιοδικό σύστημα

α. αύξηση της ατομικής ακτίνας  
β. μείωση της  $E_{i1}$ .

- $R_{(Na)} > R_{(Na^+)}$

$$R_{(Cl)} < R_{(Cl^-)}$$

- Τομείς του περιοδικού πίνακα: s, p, d, f
- Το H ανήκει στην πρώτη ομάδα του περιοδικού πίνακα αλλά δεν είναι αλκαλιμέταλλο.
- Το He ανήκει στην 18η ομάδα του περιοδικού πίνακα αλλά δεν έχει 8e στην εξωτερική του στοιβάδα.
- Τα μεταβατικά στοιχεία είναι τα στοιχεία που περιλαμβάνονται στον τομέα d του περιοδικού πίνακα.

## Ιοντική ισορροπία

- Όλες οι αντιδράσεις ιοντισμού είναι ενδόθερμες άρα αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει την  $K_\alpha$ ,  $K_\beta$  και  $K_w$ .
- Το pH ενός διαλύματος εξαρτάται από τη θερμοκρασία· άρα ουδέτερο διάλυμα έχει  $pH = 7$  μόνο όταν  $\theta = 25^\circ C$ .
- Ο τύπος της αραίωσης Ostwald ισχύει για ασθενή μονοπρωτικά οξέα ή βάσεις και δίνεται

από τον τύπο  $K_\alpha = \frac{\alpha^2}{1-\alpha}C$  και αν  $\alpha \leq 0,1$ ,  $K_\alpha = \alpha^2 C$ .

- Η μεταβολή του βαθμού ιοντισμού με την αραίωση ακολουθεί τη σχέση  $\frac{V_1}{\alpha_1} = \frac{V_2}{\alpha_2}$ .

- Για ένα ρυθμιστικό διάλυμα ασθενούς οξέος (HA) και της συζυγούς βάσης ( $A^-$ )  
π.χ.  $CH_3COOH$ ,  $CH_3COONa$  έχουμε τα παρακάτω

$$C_{H_3O^+} = K_\alpha \frac{C_{HA}}{C_{A^-}} \text{ ή } pH = pK_\alpha + \log \frac{C_{A^-}}{C_{HA}}.$$

- Στο ισοδύναμο σημείο της ογκομέτρησης στο διάλυμα υπάρχει διαλυμένο μόνο το αλάτι που προκύπτει από την εξουδετέρωση· το pH του διαλύματος στο ισοδύναμο σημείο μπορεί να είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο, ανάλογα με το οξύ ή τη βάση που ογκομετρούμε.
- Όταν η  $C_{H_3O^+}$  για διάλυμα οξέος ή η  $C_{OH^-}$  για διάλυμα βάσης ακολουθεί τον τύπο της αραίωσης, τότε το οξύ ή η βάση είναι ισχυρά.
- Όταν κάνουμε επίδραση κοινού ιόντος θεωρούμε στις περισσότερες περιπτώσεις αμελητέα την υδρόλυση του κοινού ιόντος.
- Με την επίδραση κοινού ιόντος ο βαθμός ιοντισμού μειώνεται.
- Για να έχουμε επίδραση κοινού ιόντος πρέπει στο διάλυμα να υπάρχει τουλάχιστον ένα ασθενές οξύ ή βάση.
- Με την αραίωση ενός διαλύματος το pH μεταβάλλεται και οδηγείται προς το 7.
- Αραιά διαλύματα με  $C \leq 10^{-6} M$  οξέων ή βάσεων έχουν pH περίπου 7.