**Χημική Ισορροπία – Απόδοση αντίδρασης**

Στις περισσότερες περιπτώσεις μια αντίδραση πραγματοποιείται και προς τις δυο κατευθύνσεις, τα αντιδρώντα μετατρέπονται σε προϊόντα και τα προϊόντα αντιδρούν μεταξύ τους και σχηματίζουν πάλι τα αντιδρώντα. Όσο τα αντιδρώντα μετατρέπονται σε προϊόντα οι συγκεντρώσεις τους μειώνονται και έτσι μειώνεται και η ταχύτητα της αντίδρασης, σύμφωνα με τον νόμο της ταχύτητας. Αντιθέτως η ταχύτητα της αντίστροφης αντίδρασης αυξάνεται καθώς αυξάνονται οι συγκεντρώσεις των προϊόντων. Κάποια στιγμή οι δυο ταχύτητες εξισώνονται, οπότε η αντίδραση φτάνει σε μια κατάσταση δυναμικής ισορροπίας. Η αντίδραση φαινομενικά σταματάει, στην πραγματικότητα όμως οι δυο αντιδράσεις δε σταματούν ποτέ, όμως οι συγκεντρώσεις των συστατικών παραμένουν σταθερές καθώς καταναλώνονται με τον ίδιο ρυθμό που παράγονται.

Η χημική ισορροπία είναι μια δυναμική ισορροπία, η θέση της οποίας εξαρτάται από τις συνθήκες στις οποίες πραγματοποιείται η αντίδραση. Αν αλλάξει κάποια από τις συνθήκες, η ισορροπία διαταράσσεται, μετατοπίζεται και αποκαθίσταται σε άλλη θέση.

Η χημική ισορροπία δεν εξαρτάται από το σημείο έναρξης, είτε στο δοχείο υπάρχουν αρχικά μόνο αντιδρώντα, είτε μόνο προϊόντα (σύμφωνα με την χημική εξίσωση πάντα) είτε οποιοδήποτε μίγμα αντιδρώντων και προϊόντων, η θέση της ισορροπίας θα είναι ίδια αν οι συνθήκες είναι ίδιες και σταθερές.

Η χημική ισορροπία δεν επηρεάζεται από την δράση καταλυτών, η χρήση του καταλύτη απλά οδηγεί σε ταχύτερη αποκατάσταση της ισορροπίας. Αν μια αντίδραση είναι πάρα πολύ αργή, μπορεί να φαίνεται ότι είναι σε ισορροπία χωρίς να είναι, οπότε ο καταλύτης μπορεί να χρησιμοποιηθεί για να διευκρινιστεί αυτό.

Η χημική ισορροπία μπορεί να είναι ομογενής, αν όλες οι ουσίες είναι στην ίδια φάση (υδατική, αέρια κλπ) ή ετερογενής αν έστω και μια ουσία είναι σε διαφορετική φάση από τις υπόλοιπες.

Στις αμφίδρομες αντιδράσεις ποτέ δεν έχουμε πλήρη μετατροπή των αντιδρώντων σε προϊόντα (στις περιπτώσεις που η συγκεντρώσεις των αντιδρώντων που απομένουν είναι αναλογικά πολύ μικρές θεωρούμε την αντίδραση μονόδρομη, όπως π.χ. στον ιοντισμό των ισχυρών οξέων). Έτσι για να περιγράψουμε το ποσοστό μετατροπής των αντιδρώντων σε προϊόντα ορίζουμε την απόδοση της αντίδρασης.

Απόδοση α της αντίδρασης ονομάζεται ο λόγος της ποσότητας του αντιδρώντος που παράγεται πρακτικά ως προς την ποσότητα που θα παραγόταν θεωρητικά αν η αντίδραση ήταν ποσοτική.

**α = nπρακτικά / nθεωρητικά**

Η απόδοση της αντίδρασης εκτός από τις αμφίδρομες αντιδράσεις χρησιμοποιείται και στις περιπτώσεις που τα αντιδρώντα αντιδρούν με παραπάνω από ένα τρόπους, οπότε εκτός από το κύριο προϊόν λαμβάνονται ένα ή περισσότερα δευτερεύοντα.

Γι’ αυτό το λόγο, ενώ στις αμφίδρομες αντιδράσεις η απόδοση της αντίδρασης μπορεί να υπολογιστεί και από το ποσοστό των αντιδρώντων που καταναλώθηκαν (αν δεν είναι σε στοιχειομετρική αναλογία από το αντιδρών που είναι σε έλλειμα), κάτι τέτοιο δεν ισχύει στη περίπτωση δευτερεύοντων αντιδράσεων. Έτσι το σωστότερο και σύμφωνο με τον ορισμό είναι να γίνεται ο υπολογισμός από τα προϊόντα της αντίδρασης.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

# 1. Σε κλειστό δοχείο όγκου 1L τοποθετούνται 10 mol H2 και 10 mol Ι2 οπότε λαμβάνει χώρα η αντίδραση:

# Η2(g) + Ι2(g) ⟷ 2ΗΙ(g)

# Στο πρώτο διάγραμμα απεικονίζεται η μεταβολή των συγκεντρώσεων των αντιδρώντων και του προϊόντος. Να σχεδιάσετε στους άξονες των επόμενων διαγραμμάτων τη μεταβολή των συγκεντρώσεων αν στις ίδιες συνθήκες: (α) αρχικά στο δοχείο υπήρχαν 20 mol HI, (β) αρχικά στο δοχείο υπήρχαν 5 mol H­2, 5 mol I2 και 10 mol HI και (γ) 2 mol H2, 2 mol I2 και 16 mol HI.

#  C

0,2M

#  t (α) t (β) t (γ) t

# 2. Σε κλειστό δοχείο όγκου V τοποθετούνται 10 mol O2 και 20 mol F2 οπότε λαμβάνει χώρα η αντίδραση:

# O2(g) + 2F2(g) ⟷ 2OF2(g)

# Στις συνθήκες του πειράματος, η απόδοση της αντίδρασης είναι 60%.

# Στο ίδιο δοχείο και στις ίδιες συνθήκες τοποθετούνται 20 mol ΟF2 και η πίεση στο δοχείο αρχικά είναι P=10Atm. Πόση θα είναι η πίεση όταν αποκατασταθεί η ισορροπία;

# 3. Για την παρασκευή αέριου SO­2, σε κλειστό δοχείο όγκου 10L εισάγονται 64g S και στοιχειομετρική ποσότητα O2, και γίνεται καύση του θείου. Ωστόσο στο δοχείο εκτός από την επιθυμητή καύση: S(s) + O2(g) ⟶ SO2(g) λαμβάνει χώρα και η πλήρης κάυση του θείου: 2S(s) + 3O2(g) ⟶ 2SO3(g).

# Μετά το πέρας της αντίδρασης στο δοχείο υπάρχουν ακόμη 12,8g S. Να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης και την πίεση στο δοχείο αν στο τέλος της αντίδρασης η θερμοκρασία είναι 227◦C.

# 4. Η Υδραζίνη Ν2Η4 (ΝΗ2-ΝΗ2) είναι μια εύφλεκτη και τοξική ουσία που έχει όμως αρκετές χρήσεις, όπως για παράδειγμα την χρήση της για την παρασκευή φαρμάκων, στους αερόσακους για την παραγωγή μεγάλων ποσοτήτων αερίου και στα προωθητικά αέρια των πυραύλων. Μια από τις πρώτες μεθόδους βιομηχανικής παρασκευής (μέθοδος Olin Raschig – πατέντα του 1906) είναι η παρακάτω:

# ΝΗ3 + ΝaOCl ⟶ NH2Cl + NaOH

# NH2Cl + ΝΗ3 + ΝaΟΗ⟶ ΝΗ2-ΝΗ2 + ΝaCl + H2O

# Στο δεύτερο στάδιο, ωστόσο παρατηρείται ότι συμβαίνει και η δευτερεύουσα ανεπιθύμητη αντίδραση:

# 2NH2Cl + ΝΗ2-ΝΗ2 ⟶ Ν2 + 2ΝΗ4Cl

# Στο τέλος γίνεται διαχωρισμός της υδραζίνης από τα παραπροϊόντα τόσο της κύριας όσο και της δευτερεύουσας αντίδρασης.

# Από αρχική ποσότητα 1490kg ΝaOCl (η αμμωνία προστίθεται πάντα σε περίσσεια στη μέθοδο αυτή), μετά το πέρας της αντίδρασης λαμβάνονται 107kg στερεού NH4Cl. Nα υπολογιστεί η απόδοση της διαδικασίας (ο λόγος μετατροπής του NaOCl σε N2H4).

# Δίνονται τα Ar: H=1, N=14, O=16, Na=23, S=32, Cl=35,5 και το R=0,082Atm.L.mol-1.K-1