

Χημική ισορροπία

Μονόδρομη ή ποσοτική αντίδραση

Εξελίσσεται προς μια κατεύθυνση. Ολοκληρώνεται όταν ένα τουλάχιστον από τα αντιδρώντα αντιδράσει πλήρως, δηλαδή δεν υπάρχει στο τέλος της αντίδρασης.

Μελέτη ποσοτικής αντίδρασης με πίνακα...

Έστω η μονόδρομη αντίδραση : $2A + 3B \rightarrow \Gamma$ Τα αντιδρώντα είναι το A και B και το προϊόν είναι το Γ. Έστω επίσης ότι αρχικά διαθέτουμε $n_A = 5 \text{ mol}$ και $n_B = 8 \text{ mol}$.

Εργαζόμαστε με πίνακα mol...

	2A	+	3B	→	Γ
Αρχικά	5		8		-
Αντιδρούν – Παράγονται	-2x		-3x		+x
Τελικά	5-2x		8-3x		x

Για τα αντιδρώντα – στη γραμμή του πίνακα ‘Τελικά’ – πρέπει η τιμή του x να μη δημιουργεί αρνητικούς αριθμούς.

Επομένως : $5-2x \geq 0 \rightarrow 5 \geq 2x \rightarrow x \leq 5/2$ και $8-3x \geq 0 \rightarrow x \leq 8/3$ Τα κλάσματα αυτά μετατρέπω σε ομώνυμα για να μπορώ να συγκρίνω.

$$x \leq 5/2 \rightarrow x \leq 15/6 \quad \text{και} \quad x \leq 8/3 \rightarrow x \leq 16/6$$

Που συν-αληθεύουν οι ανισώσεις; Απάντηση $x \leq 15/6 \rightarrow$ **Τιμή max επιτρεπτή $x=15/6$**

Αντικαθιστώντας τη τιμή του $x=15/6$ στη γραμμή του πίνακα ‘Τελικά’ προκύπτουν οι ποσότητες των αντιδρώντων και του προϊόντος μετά την αντίδραση.

$$n_A^{\tau\epsilon\lambda} = 5 - 2x = 5 - 2 \cdot \frac{15}{6} = 0, \quad n_B^{\tau\epsilon\lambda} = 8 - 3x = 8 - 3 \cdot \frac{15}{6} = 0,5 \text{ mol} \quad \text{και}$$
$$n_{\Gamma}^{\tau\epsilon\lambda} = x = \frac{15}{6} = 2,5 \text{ mol}$$

Μπορούμε να λέμε: Το A είναι σε έλλειμμα, το B σε περίσσεια και ότι δεν είχαμε στοιχειομετρική αναλογία στα αντιδρώντα.

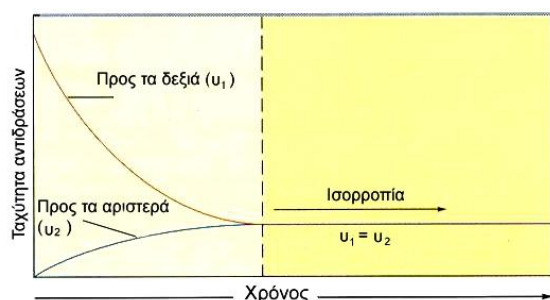
ΣΗΜΕΙΩΣΗ: Θα μπορούσαμε με τη ‘μέθοδο των τριών’ να πούμε: 2 mol του A αντιδρούν με 3 mol του B. Τα 5 mol του A με πόσα αντιδρούν; (...απάντηση 7,5 mol). Άρα το B είναι σε περίσσεια, το A σε έλλειμμα κ.ο.κ., ...μια διαχείριση συνήθη στις σχολικές τάξεις. Στοχεύω όμως στη ευχέρεια διαχείρισης του πίνακα!

Αμφίδρομη αντίδραση

Ολοκληρώνονται όταν μέρος μόνο των αντιδρώντων μετατραπεί σε προϊόντα. Η αντίδραση γίνεται και προς την αντίθετη κατεύθυνση και έτσι το σύστημα καταλήγει –κάτω από κατάλληλες συνθήκες(*) σε μια δυναμική ισορροπία, γνωστή ως **χημική ισορροπία**.

Στη κατάσταση χημικής ισορροπίας η σύσταση (ποιοτική και ποσοτική) μένει σταθερή, παρά το γεγονός ότι η αντίδραση συμβαίνει με την ίδια ταχύτητα και προς τις δυο κατευθύνσεις (δυναμική ισορροπία)

Έστω η αμφίδρομη αντίδραση $\alpha A + \beta B \rightleftharpoons \gamma \Gamma$

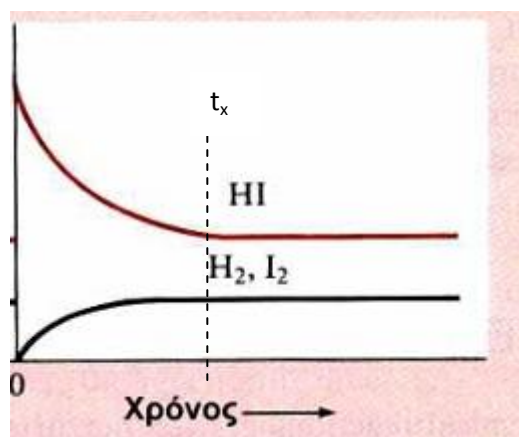


Στην εικόνα φαίνεται η στιγμή κατά την οποία οι δυο ταχύτητες εξισώνονται με συνέπεια το σύστημα να έλθει σε κατάσταση χημικής ισορροπίας.

Δείτε επίσης τη u_1 να μειώνεται (καθώς και τα αντιδρώντα μειώνονται ποσοτικά) και τη u_2 να αυξάνει (καθώς τα προϊόντα

αυξάνουν), έως τη στιγμή της εξίσωσής τους.

Ας μελετήσουμε το διάγραμμα συγκέντρωσης-χρόνου για μια χημική αντίδραση:



1. Πρόκειται για την αντίδραση $HJ \rightleftharpoons H_2 + I_2$
2. Αρχικά είχαμε μόνο HJ (αντιδρών υλικό)
3. Η αντίδραση είναι αμφίδρομη, διότι όταν το φαινόμενο ολοκληρωθεί **ΥΠΑΡΧΕΙ** ποσότητα του αντιδρώντος HJ που δεν αντέδρασε!
4. Το σύστημα έφτασε σε κατάσταση χημικής ισορροπίας τη στιγμή t_x

5. Στη κατάσταση χημικής ισορροπίας η συγκέντρωση [HJ] είναι μεγαλύτερη από τις συγκεντρώσεις του [H₂] και του [I₂] (θα μπορούσε να ήταν ίση ή μικρότερη. Εξαρτάται από το πόσο μετατοπισμένη είναι η αντίδραση προς τη μια ή την άλλη κατεύθυνση!).

6. Στο διάγραμμα αν η τελική συγκέντρωση του υδροϊωδίου ήταν μηδενική θα είχαμε μονόδρομη αντίδραση.

(*) Κατάλληλες συνθήκες σημαίνει κλειστό σύστημα (όχι προσθήκη ή αφαίρεση μέλους της αντίδρασης) και σταθερές συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας

Απόδοση χημικής αντίδρασης

• Η απόδοση μιας αντίδρασης, α , κυμαίνεται από 0 έως 100%. Όσο το α προσεγγίζει τη μονάδα τόσο η αντίδραση πλησιάζει τη μονόδρομη, κυριαρχεί δηλαδή η φορά προς τα δεξιά. Αντίθετα όσο το α προσεγγίζει το 0 τόσο κυριαρχεί η φορά της αντίδρασης προς τ' αριστερά.

Ονομάζουμε **απόδοση** (α) μιας αντίδρασης το λόγο της ποσότητας της ουσίας που παράγεται πρακτικά προς τη ποσότητα της ουσίας που θα παραγόταν θεωρητικά αν η αντίδραση ήταν ποσοτική, δηλαδή:

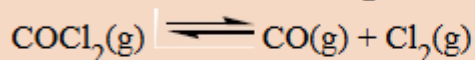
$$\alpha = \frac{\text{ποσότητα ουσίας που σχηματίστηκε πρακτικά}}{\text{ποσότητα ουσίας που θα σχηματιζόταν θεωρητικά}}$$

Επίσης, η απόδοση μπορεί να αποδοθεί και αν εστιάσουμε τη προσοχή μας σε κάποιο αντιδρών.

$$\alpha = \frac{\text{ποσότητα ουσίας που αντέδρασε}}{\text{ποσότητα ουσίας που θα αντιδρούσε αν η αντίδραση ήταν μονόδρομη}}$$

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Σε δοχείο όγκου 2 L βάζουμε 5 mol COCl_2 . Θερμαίνουμε στους 227 °C και διασπάται το 80% του COCl_2 , όπως δείχνει η χημική εξίσωση:



Να υπολογίσετε:

- τις ποσότητες όλων των αερίων στην ισορροπία
- την μερική πίεση του CO στην ισορροπία
- την ολική πίεση των αερίων στη θέση ισορροπίας.

α. Εργαζόμαστε με πίνακα mol

	$\text{COCl}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{CO}(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Αρχικά	5		-		-
Αντιδρούν					
Παράγονται	-x		x		x
Τελικά	5-x		x		x

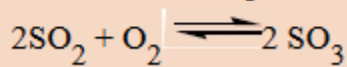
...διασπάται το 80% $\rightarrow x/5=80/100 \rightarrow x=4$ mol

Επομένως στη χημ. ισορροπία έχουμε 5-x=1 mol φωσγένιο, 4 mol μονοξείδιο άνθρακα και 1 mol χλώριο.

β. $P_{\text{CO}}V_{\text{μγγμ}} = n \cdot R \cdot T \rightarrow P_{\text{CO}} \cdot 2 = 4 \cdot 0,082 \cdot 500 \rightarrow P_{\text{CO}} = 82 \text{ atm}$

γ. $P_{\text{ολ}}V_{\text{μγγμ}} = n_{\text{ολ}} \cdot R \cdot T \rightarrow P_{\text{ολ}} \cdot 2 = 9 \cdot 0,082 \cdot 500 \rightarrow P_{\text{ολ}} = 184,5 \text{ atm}$

Σε κενό δοχείο εισάγουμε 4 mol SO₂ και 10 mol O₂. Αν στην ισορροπία έχουμε 3 mol SO₃, ποια είναι η απόδοση της αντίδρασης:



Πίνακας μελέτης αμφίδρομης αντίδρασης...

	2 SO ₂ (g)	+	O ₂	↔	2 SO ₃
Αρχικά mol	4		10		-
Αντιδρούν Παράγονται	-2x		-x		+2x
Τελικά	4-2x		10-x		2x

...αν στην ισορροπία έχουμε 3 mol SO₃ → 2x=3 → x=1,5 mol

ΜΕΛΕΤΗ –ΑΝ ΘΕΩΡΗΘΕΙ- Η ΑΝΤΙΔΡΑΣΗ ΜΟΝΟΔΡΟΜΗ: Το αντιδρών SO₂ είναι σε έλλειμμα, αφού η ποσότητα των 4 mol που διαθέτουμε αρχικά, αντιστοιχεί στοιχειομετρικά σε 2 mol O₂ και εμείς διαθέτουμε 10 mol!

Δείτε τον πίνακα που περιγράφει υποθετικά τον μονόδρομο χαρακτήρα της αντίδρασης...

	2 SO ₂ (g)	+	O ₂	→	2 SO ₃
Αρχικά mol	4		10		-
Αντιδρούν Παράγονται	-4		-2		+4
Τελικά mol	0		8		4

Ισχύει –λόγω ορισμού- για ένα αντιδρών:

$$\alpha = \frac{\text{ποσότητα ουσίας που αντέδρασε}}{\text{ποσότητα ουσίας που θα αντιδρούσε αν η αντίδραση ήταν μονόδρομη}}$$

Για το SO₂ θα λέγαμε: $\alpha = \frac{2x}{4} = \frac{2 \cdot 1,5}{4} = \frac{3}{4} = \frac{75}{100}$ ή 75%

Για το O₂ θα λέγαμε: $\alpha = \frac{x}{2} = \frac{1,5}{2} = \frac{75}{100}$ ή 75%

Για το προϊόν θα λέγαμε:

$$\alpha = \frac{\text{ποσότητα ουσίας που σχηματίστηκε πρακτικά}}{\text{ποσότητα ουσίας που θα σχηματιζόταν θεωρητικά}} = \frac{2x}{4} = \dots 75\%$$



Ποιο ποσοστό της ποσότητας του O₂ αντέδρασε στην αμφίδρομη αντίδραση;

Αντέδρασε το κλάσμα 2/10 ή σε ποσοστό 20%. Το υπόλοιπο 80% συμμετέχει στη ισορροπία με τη μοριακή δομή O₂

Επομένως **το ποσοστό συμμετοχής** στην αντίδραση ενός αντιδρώντος **ΔΕΝ** έχει καμιά σχέση με την **απόδοση της αντίδρασης**. Εντάξει; ...Πότε συμπίπτουν αριθμητικά;