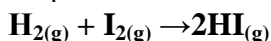


# 4<sup>ο</sup> ΚΕΦΑΛΑΙΟ

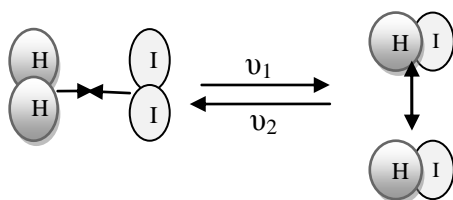
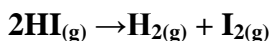
## ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

### 4.1 Η έννοια της χημικής ισορροπίας

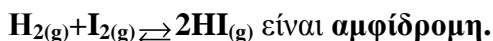
Σε συσκευή αντίδρασης σε υψηλή θερμοκρασία, διαβιβάζονται τα αέρια  $\text{H}_2(\text{g})$  και  $\text{I}_2(\text{g})$ , τα όποια συγκρούονται όπως δείχνει το παρακάτω σχήμα και δίνουν  $\text{HI}$ , σύμφωνα με την αντίδραση:



Τα αέρια μόρια του  $\text{HI}$ , με τον ίδιο τρόπο συγκρούονται και επανασχηματίζουν  $\text{H}_2$  και  $\text{I}_2$ , σύμφωνα με την αντίδραση.



Οπότε, προκύπτει το συμπέρασμα ότι, η αντίδραση



Τα παραπάνω επιβεβαιώνονται πειραματικά ως εξής:

- **Μονόδρομη ή ποσοτική**, είναι η αντίδραση, που γίνεται προς μια μόνο κατεύθυνση.
- **Αμφίδρομη ή μη ποσοτική**, είναι η αντίδραση που, πραγματοποιείται και προς τις δύο κατευθύνσεις.

Οι αμφίδρομες συμβολίζονται με δύο αναφερόμενα βέλη,  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$  και σε **κλειστό** σύστημα καταλήγουν σε **χημική ισορροπία**.

**Κλειστό** ονομάζεται το σύστημα, που διατηρεί τη μάζα του σταθερή, ενώ η ενέργεια του μεταβάλλεται, δηλαδή μπορεί να προσλάβει ή να αποδώσει ενέργεια.

Π.χ. **κλειστό σύστημα** είναι κάθε κλειστό δοχείο, στο οποίο πραγματοποιούνται αντιδράσεις που συμμετέχουν και αέρια.

Ακόμη **κλειστό** σύστημα θεωρείται ένα **δ/μα**, στο οποίο πραγματοποιούνται αντιδράσεις, που δεν συμμετέχουν αέρια.